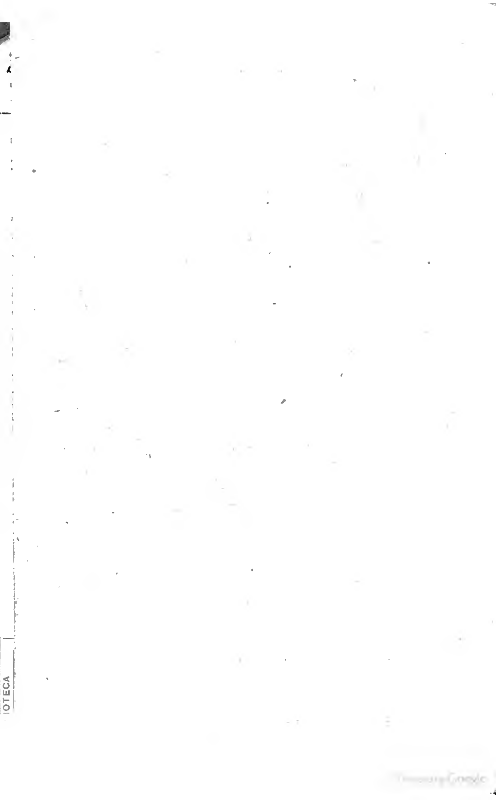




SYSTÊME
DE CHIMIE.

IMPRIMERIE DE H. PERRONNEAU.

SYSTÈME
DE CHIMIE
DE M. TH. THOMSON,

PROFESSEUR A L'UNIVERSITÉ D'ÉDIMBOURG;

TRADUIT DE L'ANGLAIS

SUR LA DERNIÈRE ÉDITION DE 1807,

PAR M. J

PRÉCÉDÉ

D'une Introduction de M. C. L. BERTHOLLET, membre de l'Institut.

TOME CINQUIÈME.



PARIS,

MAD. V^e. BERNARD, LIBRAIRE, QUAI DES AUGUSTINS, N°. 25.

M. DCCC. IX.

On trouve chez le même Libraire tous les livres nécessaires aux élèves de l'Ecole impériale Polytechnique, et aux ingénieurs de l'Ecole impériale des Ponts et Chaussées, ainsi que les livres de Chimie, Physique et Mathématiques;

Les Annales de Chimie,

Le Bulletin des Sciences par la Société Philomatique,

L'Histoire de France abrégée et chronologique, depuis la première expédition des Gaulois jusqu'en septembre 1808, avec une biographie des hommes célèbres depuis le 5e. siècle jusqu'à ce jour, et un plan de Paris avec ses dix accroissemens successifs. 2 vol. in-8°.

ERRATA

DU TOME CINQUIÈME.

Pages.	Lignes.	
5	11,	nitraque *lisez* nitrate
Id.	note (1),	Jour. de chim. *lisez* Jour. de phys.
12	10,	celle *lisez* la teinture
59	note (1),	stiq. chim. *lisez* statiq. chim.
83	16,	de l'eau, et de l'acide arsenique *lisez* de l'eau et de l'acide arsenique
139	5,	cet effet *lisez* l'effet
158	5,	et très-difficilement *lisez* et ne se dissout que très-difficilement
178	18,	de tous les sels, dont la chaux *lisez* de tous les sels dont la chaux
183	18 et 19,	insolubles qui le retiennent *lisez* insolubles, qui le retiennent
194	13,	du liquide foie de soufre *lisez* du foie de soufre liquide
204	3 et 4,	lorsqu'on mêle ensemble *lisez* lorsqu'on distille
229	9,	allemands *lisez* germains
271	16 et 17,	comme *lisez* à mesure que
276	11,	*due* lisez *ce qui est dû*
279	5 et 6,	force inhérente, aux *lisez* force inhérente aux
301	15,	0.023 *lisez* 0.027
305	9,	acide carbonique du carbonate *lisez* acide carbonique et du carbonate
Id.	21 et 22,	pour ne pouvoir *lisez* pour pouvoir
311	7 et 8,	les gaz hydrogène, carburé *lisez* les gaz hydrogène carburé
315	5,	familier que lui à tous *lisez* familier à tous

Pages.	Lignes.	
324	7,	soit ainsi *lisez* soit maintenant
370	23 et 24,	le résidu des 0.8 d'une partie *lisez* le résidu, qui est des 0.8 d'une partie
381	7,	les produits d'environ 102.5 mesures sont *lisez* les produits, d'environ 102.5 mesures, sont
408	11,	à l'eau elle-même elle *lisez* à l'eau elle-même, elle
421	4,	son volume ordinaire de chacun *lisez* son volume de chacun
Id.	6,	ainsi d'un mélange *lisez* ainsi sur un mélange
431	14,	ainsi que *lisez* et par
432	21,	ceux *lisez* les gaz
433	23,	celui 9 *lisez* le nombre 9
440	6,	comme celle *lisez* comme l'évaluation
441	27,	ceux *lisez* les acides
443	10,	en effet *lisez* à la vérité
485	12,	*les liquides se décomposent* lisez *les liquides qui se décomposent*
494	9 et 10,	il refusera d'en dissoudre davantage toute quantité quelconque *lisez* il refusera d'en dissoudre davantage
496	14,	celles faites *lisez* les expériences faites
504	24,	les résultats s'en rapprochent *lisez* leurs résultats se rapprochent
518	2,	dans aucune portion *lisez* une portion
523	21,	la reprise de leur forme *lisez* le retour à leur forme

TABLE DES MATIERES

DU TOME CINQUIÈME.

SYSTÈME

DE CHIMIE.

SUITE DU CHAPITRE III.

Des sels.

GENRE XI. *Sels d'étain.*

Quoique plusieurs des sels d'étain soient d'une grande importance dans l'art de la teinture, et qu'ils aient été connus des manufacturiers depuis la découverte de la teinture écarlate dont l'oxide d'étain est un ingrédient essentiel ; ce n'est cependant que depuis peu qu'on a examiné avec quelque précision la nature et la constitution de ces sels, et qu'on est parvenu à donner une explication satisfaisante, tant des propriétés remarquables de quelques-uns d'entre eux, que des grands changemens dont ils sont susceptibles. C'est principalement aux recherches

tentatives à cet égard ont été sans succès.

[*Action de l'acide nitrique sur l'étain.*] Lorsqu'on verse sur de l'étain de l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1.114, le métal est rapidement dissous avec effervescence très-vive; il se produit une grande élévation de température, qu'on peut modérer en plongeant dans l'eau froide le vase où se fait le mélange. Dans ce cas, l'oxigène est principalement fourni par l'eau, l'étain n'est combiné qu'au minimum avec ce principe, et par conséquent la dissolution de couleur jaune qu'on obtient est réellement un *nitrate* d'étain. Elle prend peu-à-peu de l'opacité, et dépose une poudre blanche qui est un oxide d'étain au minimum d'oxigène, ainsi que Proust l'a démontré. Cet oxide se sépare en plus grande abondance de la dissolution si on la chauffe. Pendant que la dissolution de l'étain s'opère il se forme de l'ammoniaque dont l'odeur est rendue sensible par une addition de potasse à la liqueur. On voit donc que dans cette action de l'acide nitrique sur l'étain, cet acide et l'eau ont été décomposés, leur oxigène s'est combiné avec l'étain, tandis que l'union de l'hydrogène de l'eau avec l'azote de l'acide a produit de l'ammoniaque. Si on ajoute à la dissolution un peu d'acide nitrique, et qu'on y

applique la chaleur, l'étain en est précipité à l'état d'un peroxide (1).

Si l'acide nitrique qu'on met sur l'étain est d'une pesanteur spécifique de 1.25, le métal est attaqué avec une très-violente énergie, il est oxidé au maximum, et il se sépare en totalité du liquide. D'où il s'ensuit qu'il n'y a point d'*oxinitrate* d'étain, le peroxide de ce métal n'étant pas susceptible d'entrer en combinaison avec l'acide. En évaporant le liquide, on obtient du nitraque d'ammoniaque. Morveau a reconnu, qu'en traitant à la cornue une partie d'acide nitrique concentré, et 1.50 parties d'étain, il ne se produisoit aucun gaz, malgré la violence de l'action qui s'exerçoit entre ces deux corps. En examinant le liquide, il trouva que la quantité de l'ammoniaque formée s'élevoit aux 0.05 du poids de l'acide et du métal employés (2). On voit doncainsi, que pendant l'oxidation de l'étain, l'acide et l'eau sont décomposés, et qu'ils le sont en proportions telles, que l'hydrogène de l'un et l'azote de l'autre se combinent et produisent de l'ammoniaque, tandis que l'oxigène de l'un et de l'autre s'unit en totalité à l'étain.

(1) Proust, Jour. de chim. LI. 173.

(2) Encycl. méth. chim. I. 632.

II. Sels incombustibles.

2e. ESPÈCE. *Etain muriaté.*

L'acide muriatique dissout l'étain, et en grandes quantités, lorsque son action est facilitée par le calorique. L'eau de l'acide est décomposée, son oxigène se combine avec l'étain, et l'hydrogène s'échappe sous forme de gaz. Ce gaz a pour l'ordinaire une odeur fétide qui est due, suivant Proust, à une portion d'arsenic qu'il tient en dissolution et qu'il dépose en partie sur les parois des cloches dans lesquelles on le garde. Pendant la dissolution de l'étain, l'arsenic qu'il contient ordinairement est précipité à l'état métallique, sous la forme d'une poudre noire, de manière que la proportion de l'arsenic dans l'étain pourroit être évaluée par la dissolution de ce métal dans l'acide muriatique, en tenant compte aussi de la portion qu'en enlève le gaz hydrogène en se dégageant (1). L'acide muriatique se combine avec l'un et l'autre des oxides d'étain, et de ces combinaisons résultent des sels permanens.

1. *Muriate d'étain.* Ce sel est celui qu'on obtient en dissolvant l'étain dans environ 4 fois

(1) Proust, Jour. de phys. LI. 175.

son poids d'acide muriatique. La dissolution est d'une couleur jaune brunâtre; elle donne par l'évaporation des petits cristaux en aiguilles, solubles dans l'eau et un peu déliquescens. Leur pesanteur spécifique est de 2.2932 (1). Lorsqu'on y verse de l'eau en petite quantité, elle la décompose rapidement; il se précipite un sous-muriate, et il reste un surmuriate en dissolution.

Le muriate d'étain est très-avide d'oxigène. Il le prend à l'air, à l'acide oximuriatique, et à l'acide nitrique. Le muriate est ainsi converti en oximuriate, ce que Pelletier observa le premier.

[*Désoxide les métaux.*] Le muriate d'étain absorbe aussi l'oxigène de l'acide arsenique, et de l'oxide blanc de ce métal. Lorsqu'on traite ces corps avec le muriate d'étain, il sont précipités, complètement dépouillés d'oxigène, à l'état d'une poudre noire. En versant dans une dissolution de muriate d'étain de l'acide molybdique et de l'oxide jaune de tungstène, ou leurs combinaisons, ces corps prennent à l'instant la couleur bleue par leur conversion en oxides au minimum d'oxigène. Le muriate d'étain enlève également l'oxigène,

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

à l'oxide rouge de mercure, à l'oxide noir de manganèse, à l'oxide blanc d'antimoine, aux oxides de zinc et d'argent, et il les réduit à l'état métallique. Il fait aussi passer les sels oxigénés de fer et de cuivre à l'état de sels au minimum d'oxigène, et le muriate d'or donne lieu à un précipité pourpre, consistant en or réduit à l'état d'oxide pourpre. C'est à Pelletier et à Proust que nous devons la connoissance de ces intéressans résultats. Ils suffisent pour nous donner l'explication de tous les changemens que le muriate d'étain fait éprouver au plus grand nombre des sels métalliques (1).

2. *Oximuriate d'étain.* On prépare très-bien ce sel par le procédé que Pelletier indiqua le premier. Il consiste à faire passer du gaz acide oximuriatique dans une dissolution de muriate d'étain jusqu'à ce qu'elle en soit saturée, et à en dégager ensuite, par la chaleur, l'acide en excès. Mais ce sel étoit connu longtems avant que cette méthode de le former eût été annoncée.

[*Liqueur fumante de Libavius.*] On le désignoit ordinairement dans cet état sous le nom de *liqueur fumante de Libavius*, parce que ce

(1) Pelletier, Ann. de chim. XII. 225; Proust, Jour. de phys. LI. 173.

fut un nommé Libavius, chimiste du 16[eme]. siècle, qui en fit la découverte. Lorsqu'après avoir trituré ensemble, parties égales d'amalgame d'étain (1) et d'oximuriate de mercure, on distille le mélange dans une cornue à une douce chaleur, il passe d'abord un liquide incolore qui consiste principalement en eau. Il s'élance ensuite, et tout-à-coup, dans le récipient une vapeur blanche qui se condense en un liquide transparent, exhalant une fumée blanche, épaisse, lourde, lorsqu'il est exposé à l'air, et cessant d'en répandre lorsqu'il est mis dans des vaisseaux fermés. Cette liqueur est celle fumante de Libavius, ou l'oximuriate d'étain. Les proportions les plus convenables pour sa préparation sont, d'après les expériences de Sulze (un peu aidées cependant par le calcul) de 6 parties d'étain, une partie de mercure et 33 parties de sublimé corrosif (2).

La théorie de ce procédé est évidente. L'étain enlève l'oxigène au mercure et se combine en même tems avec l'acide muriatique. Il se forme des muriates de mercure et d'étain qui

(1) Composé de deux parties d'étain et d'une de mercure.

(2) Gehlen, Jour. IV. 438.

adhèrent au col de la cornue en une espèce d'enduit qui contient aussi une certaine quantité de mercure coulant ; ce qui reste dans le vaisseau est un amalgame d'étain recouvert d'une croûte de muriate d'étain (1). On savoit depuis longtems que la liqueur fumante de Libavius contenoit l'acide muriatique et l'étain, lorsqu'Adet s'efforça de prouver que dans cette combinaison l'acide étoit à l'état de sur-oximuriatique (2). Ses expériences furent confirmées depuis par Pelletier (3). Mais Proust démontra que cette opinion n'étoit pas fondée (4).

Adet expliqua aussi pourquoi dans la préparation de l'oximuriate d'étain par le procédé de Libavius, il s'exhale constamment une fumée blanche. Ce sel presqu'entièrement dépourvu d'eau est d'une volatilité extrême ; la vapeur, à mesure qu'elle se dégage, rencontrant celle de l'atmosphère, s'y combine et devient visible sous la forme d'une fumée au moment où cette combinaison a lieu. En mettant le sel dans une cloche de verre, soit dans un air humide, soit en contact avec l'eau,

---

(1) Rouelle.
(2) Ann. de chim. I. 5.
(3) *Ibid.*, XII. 225.
(4) Jour. de phys. LVI. 217.

il se condense peu-à-peu sur les parois de la cloche en petits cristaux, après avoir absorbé de l'air, ou pris à l'eau, avec dégagement de calorique, la quantité de ce liquide nécessaire à sa cristallisation. Adet s'est assuré que la proportion de combinaison de l'eau avec le muriate d'étain fumant, la plus convenable pour rendre le mélange solide, étoit celle de 7 parties d'eau et de 22 du muriate. Cette masse se fond par la chaleur comme la glace, mais le liquide ainsi produit, se congèle de nouveau par le refroidissement et l'agitation.

L'oximuriate d'étain peut dissoudre une dose additionnelle d'étain sans effervescence et sans dégagement d'aucun gaz. Il est ainsi converti en muriate d'étain; dans ce cas la nouvelle portion d'étain enlève à l'étain de l'oximuriate sa seconde dose d'oxigène. Adet trouva cependant que cette dissolution d'une quantité d'étain en plus n'a lieu que lorsque l'oximuriate, mis à l'état concret par son mélange avec l'eau, a été liquéfié à l'aide de la chaleur (1).

L'oximuriate d'étain liquide cristallise par l'évaporation, et se sublime par la chaleur comme le muriate d'étain fumant. Les petits cristaux qu'il produit sont déliquescens à

(1) Ann. de chim. I. 16.

l'air et facilement dissolubles dans l'eau. Ils sont ordinairement avec excès d'acide. Leur dissolution dans l'eau précipite en blanc les nitrates de mercure, de plomb, d'argent et le sulfate de zinc; mais elle ne produit aucun effet sur les sels de cuivre et d'arsenic.

L'oximuriate d'étain s'emploie en grandes quantités dans les ateliers de teinture, comme formant la base de celle écarlate. On l'y prépare ordinairement en dissolvant l'étain dans l'acide nitro-muriatique Il en résulte que la nature de cette dissolution varie suivant la proportion des acides et la manière dont elle a été opérée. Dans quelques cas elle n'est qu'un muriate, dans d'autres un oximuriate, et généralement elle consiste dans un mélange des deux sels. C'est de cette diversité d'états de la dissolution que provient la difficulté, dont se plaignent les teinturiers, de produire par son moyen, dans des circonstances différentes, la même nuance de couleur. Cet inconvénient disparoitroit en grande partie si on préparoit le sel par le procédé qu'a recommandé Pelletier (1).

(1) Bucholz a remarqué un phénomène curieux. Si la quantité d'étain qu'on soumet à l'action de l'acide muriatique est plus considérable que celle qu'il peut dissoudre,

3e. ESPÈCE. *Sulfate d'étain.*

Lorsqu'on plonge un cylindre d'étain dans de l'acide sulfurique, on s'apperçoit à peine, pendant quelque tems, qu'il se produise aucune action; mais le métal est converti par degrés à sa surface en flocons blancs qui s'en détachent et tombent au fond de la liqueur, où ils restent à l'état d'une poudre blanche. Il s'élève en même tems des bulles de gaz acide sulfureux. Les propriétés des composés que l'acide sulfurique forme avec l'étain, n'ont pas été examinées avec beaucoup d'attention. Kunkel, Wallerius et Monnet, qui se sont le plus occupés de l'action de cet acide sur ce

et si, après avoir facilité cette action de l'acide par la chaleur, on étend d'eau la dissolution, et qu'on la laisse ainsi reposer, l'étain dissous s'en sépare en grande partie à l'état métallique (Gehlen, Jour. III. 423). En répétant l'expérience, elle réussit. La portion d'étain qui continuoit d'être tenue en dissolution étoit à l'état d'oximuriate. D'où l'on voit qu'une partie de l'étain avoit abandonné à l'autre la totalité de son oxigène, comme cela arrive dans quelques cas de dissolution du cuivre. On en peut conclure que la meilleure manière de former le muriate d'étain, consiste à ajouter peu-à-peu du métal à l'acide à mesure qu'il le dissout.

métal, ont essayé d'en opérer la dissolution à l'aide de la chaleur. Dans ce cas l'acide est décomposé, il y a dégagement de gaz acide sulfureux, et même il se dépose du soufre, si on continue de chauffer pendant assez longtems. Le métal est oxidé au maximum. On obtient un *oxisulfate* qui n'est pas susceptible de cristalliser, mais qui par l'évaporation de la dissolution se prend en une gelée; en ajoutant de l'eau à la dissolution, le sel s'en précipite à l'état d'une poudre blanche.

Mais si l'action de l'acide s'exerce à froid, ou si l'étain combiné avec un minimum d'oxigène est dissous dans l'acide sulfurique, il se forme, dans l'une ou dans l'autre de ces circonstances, un *sulfate d'étain*, qui donne par l'évaporation des cristaux en aiguilles fines, ainsi que Monnet l'a observé depuis longtems. La méthode la plus simple à employer, pour la préparation de ce sel, est celle indiquée par Berthollet le jeune; elle consiste à verser de l'acide sulfurique dans une dissolution de muriate d'étain; il s'y forme un précipité blanc qui est le sulfate d'étain. En évaporant la dissolution dans l'eau de ce précipité, on en obtient de petits cristaux prismatiques. Les alcalis décomposent en partie ce sel en lui enlevant une portion de son acide, et le

font passer ainsi à l'état d'un sous-sulfate d'étain (1).

4e. ESPÈCE. *Sulfite d'étain.*

Dans le cours de leurs expériences sur les combinaisons que l'acide sulfureux est susceptible de former, Fourcroy et Vauquelin ont eu occasion d'examiner l'action de cet acide sur l'étain. Ils ont reconnu qu'en plongeant une lame d'étain dans de l'acide sulfureux liquide, il prend une couleur jaunâtre qui passe ensuite au noir, et il s'y précipite une poudre noire qui est un sulfure d'étain. Dans ce cas une portion de l'acide est décomposée, l'étain qui lui enlève son oxigène est en partie oxidé, il se combine dans cet état avec le reste de l'acide, et se précipite en partie à l'état de sulfure combiné avec le soufre de l'acide décomposé ; il reste en dissolution le sulfite d'étain aussi combiné avec un peu de soufre, car il s'en dépose par une addition d'acide sulfurique à la liqueur (2).

---

(1) Statiq. chim. II. 464.

(2) Fourcroy. VI. 30.

5e. ESPÈCE. *Phosphate d'étain.*

L'action de l'acide phosphorique sur l'étain est à peine sensible ; mais lorsqu'on met à l'état de fusion un mélange de ce métal et d'acide phosphorique vitreux, cet acide est en partie décomposé. Il se forme un phosphure par la combinaison de son phosphore avec une portion de l'étain, et un phosphate par l'union de l'étain oxidé par son oxigène avec la portion de l'acide non décomposée (1). Les phosphates alcalins précipitent aussi ce sel de la dissolution du muriate d'étain. On peut le former en mettant en digestion de l'oxide d'étain dans l'acide phosphorique. Le phosphate d'étain est indissoluble dans l'eau, il se fond en verre par la chaleur (2). L'étain ne précipite pas le cuivre de sa dissolution dans l'acide muriatique.

6e. ESPÈCE. *Carbonate d'étain.*

On n'a pas reconnu jusqu'à présent que l'acide carbonique fût susceptible d'union avec les oxides d'étain. Bergman essaya sans succès

(1) Pelletier, Ann. de chim. XIII. 116.
(2) Wenzel, Verwandschaft, p. 175.

de former cette combinaison, et il trouva que le poids de ces oxides, précipités par des carbonates alcalins de leur dissolution dans les acides, augmentoit à peine d'une manière sensible (1). Proust ne réussit pas mieux dans les tentatives qu'il fit pour combiner ces corps avec l'acide carbonique (2).

7e. Espèce. *Fluate d'étain.*

L'acide fluorique n'attaque point l'étain, mais il forme avec son oxide une dissolution gélatineuse qui a une saveur forte et désagréable (3). On peut également obtenir ce fluate en mêlant ensemble un fluate alcalin et le muriate d'étain.

8e. Espèce. *Borate d'étain.*

L'acide boracique ne produit aucun effet sur l'étain, mais le borax précipite le muriate d'étain en une poudre blanche indissoluble dans l'eau. Ce sel chauffé fortement se fond en une scorie opaque (4).

(1) *Opusc.* II. 329.
(2) Jour. de phys. LI. 167.
(3) Schéele. I. 34.
(4) Wenzel, Verwandtschaft, p. 252.

Sels combustibles.

9e. ESPÈCE. *Acétate d'étain.*

[*Action du vinaigre sur les vaisseaux d'étain.*] L'acide acétique n'agit que très-lentement sur l'étain, même à l'aide de la chaleur. Il ne l'oxide et ne le dissout qu'en petite proportion. Vauquelin a fait dernièrement des expériences dont l'objet étoit de connoître l'action spontanée de cet acide à l'état de vinaigre sur les vaisseaux d'étain. Comme c'est ordinairement dans des vases de ce métal qu'on le mesure, que l'étain s'y trouve toujours allié avec un peu de plomb, et que tous les sels de plomb sont des poisons, il étoit de la plus grande importance de s'assurer si le vinaigre attaque le vaisseau, et dans ce cas si son action ne s'exerce que sur l'étain, ou si elle s'étend au plomb, car alors le vinaigre seroit converti en poison. Le résultat de ces recherches de Vauquelin, fut qu'une petite portion d'étain étoit dissoute par le vinaigre, que ce liquide attaquoit aussi le plomb lorsque sa proportion dans l'alliage excédoit celle des 0.166, mais que cette action ne s'exerçoit qu'aux seuls points du vaisseau qui se trouvoient être

en même tems en contact avec le vinaigre et l'air (1).

Lorsqu'on fait bouillir de l'acide acétique sur de l'étain, le métal se dissout par degrés en se combinant avec l'oxigène aux dépens de l'eau. La dissolution prend une couleur blanchâtre et donne par l'évaporation de petits cristaux. L'existence de ce fait, que Lémery annonca le premier, fut révoquée en doute par Monnet, Westendorf, et Wenzel qui ne purent jamais obtenir de cette dissolution d'acétate d'étain qu'une masse gommeuse ; mais Morveau en établit la vérité en faisant produire à cette dissolution, par son évaporation spontanée, des cristaux d'acétate d'étain (2). Il est facile de rendre compte de la différence des résultats qu'obtinrent ces chimistes. Les cristaux étoient indubitablement l'*acétate* d'étain, et la masse gommeuse l'*oxacétate* de ce métal. Le mode le plus simple de préparation de l'acétate d'étain consiste à mêler ensemble des dissolutions de muriate d'étain et d'acétate de plomb.

10e. ESPÈCE. *Succinate d'étain.*

L'acide succinique dissout à l'aide de la

(1) Ann. de chim. XXXII. 243.

(2) Encyclop. méthod. chim. I. 23.

chaleur l'oxide d'étain. La dissolution évaporée donne des cristaux larges, fins, et transparens ; le plomb, le fer, ni le zinc ne produisent aucune espèce de changement sur la dissolution de ce sel (1).

11ᵉ. ESPÈCE. *Benzoate d'étain.*

L'acide benzoïque ne dissout ni l'étain ni son oxide, mais en ajoutant du benzoate de potasse à une dissolution d'étain dans l'acide nitro-muriatique, il s'y précipite un benzoate d'étain, soluble dans l'eau à l'aide de la chaleur, inattaquable par l'alcool, et susceptible d'être facilement décomposé par l'action du calorique (2).

12ᵉ. ESPÈCE. *Oxalate d'étain.*

L'acide oxalique, aidé de la chaleur, attaque l'étain. Le métal noircit d'abord et se recouvre ensuite d'une croûte blanche d'oxide. La dissolution d'une saveur austère, donne par une évaporation lente des cristaux prismatiques ; mais lorsqu'elle est évaporée rapidement par

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 241.
(2) Trommsdorf, Ann. de chim. XI. 315.

une forte chaleur, elle laisse pour résidu une masse qui ressemble à de la corne (1).

13e. ESPÈCE. *Tartrate d'étain.*

Le tartrate d'étain n'a jamais été examiné par les chimistes. L'acide tartarique dissout l'oxide d'étain, mais il n'a point d'action sur le métal.

IV. *Sels métalliques.*

14e. ESPÈCE. *Arséniate d'étain.*

Lorsqu'on fait digérer à chaud l'étain dans l'acide arsenique, ce métal s'oxide lentement en se combinant avec l'oxigène de l'acide, et la dissolution finit par se prendre en une masse gélatineuse. L'acide arsenique enlève l'étain à l'acide acétique, et les arséniates alcalins précipitent le muriate d'étain en une poudre insoluble qui est l'arséniate d'étain. Ce sel n'a pas encore été examiné (2).

---

(1) Bergman. I. 269.
(2) Schéele. I. 180.

V. *Sels triples.*

15e. ESPÈCE. *Tartrate de potasse et d'étain.*

On peut former ce sel triple en faisant bouillir ensemble dans l'eau du tartre et de l'oxide d'étain. Ce sel est très-dissoluble, et par conséquent il cristallise difficilement ; ni les alcalis, ni les carbonates ne le précipitent (1).

16e. ESPÈCE. *Nitrate d'ammoniaque et d'étain.*

Le peroxide d'étain est insoluble dans l'acide nitrique, mais la dissolution s'en opère si on le traite avec cet acide et de l'ammoniaque. S'il arrive souvent qu'on obtienne un sel d'étain par l'action de l'acide nitrique sur ce métal, c'est qu'en le traitant avec cet acide il se forme de l'ammoniaque qui en facilite la dissolution (2).

GENRE XII. *Sels de plomb.*

Quoique le plomb soit un des plus abon-

(1) Thenard, Ann. de chim. XXXVIII. 35.
(2) *Ibid.*, XLII. 218.

dans et des plus utiles des métaux; quoique la connoissance de ce métal date des âges les plus reculés, et enfin quoique sa dissolution s'opère facilement dans le plus grand nombre des acides; il n'en est pas moins vrai que jusqu'à présent les chimistes se sont peu occupés de l'examen de ses sels. Il est à regretter que leur attention ne se soit pas plus particulièrement portée sur cet objet, car on auroit trouvé dans la propriété qu'a ce métal de s'unir à l'oxigène dans une grande variété de proportions, un excellent moyen de s'assurer du nombre des sels différens qu'il est susceptible de former avec chaque acide particulier, et cela une fois connu, nous auroit vraisemblablement conduits à quelques conclusions générales concernant la classification des sels métalliques. On donnoit autrefois à ceux de plomb le nom de *Saturne* qui étoit celui par lequel les alchimistes désignoient ce métal. On peut distinguer les sels de plomb par les propriétés suivantes.

[*Caractères.*] 1. Ils sont pour la plupart très-peu dissolubles dans l'eau, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'acide. Ces sels se réduisent très-facilement au chalumeau en un bouton métallique.

2. La dissolution dans l'eau de ceux des sels

de plomb qui en sont susceptibles, est généralement incolore et transparente.

3. Ils ont presque tous une saveur plus ou moins douceâtre, et à un certain point astringente.

4. Le prussiate triple de potasse précipite en blanc les dissolutions qui contiennent des sels de plomb.

5. Avec l'hydrosulfure de potasse et l'hydrogène sulfuré ce précipité est noir.

6. L'acide gallique et l'infusion de noix de galle y forment des précipités blancs.

7. Une lame de zinc plongée dans une dissolution de plomb y occasionne ou un précipité blanc, ou la reproduction du plomb à son état métallique.

Quoique le plomb soit susceptible d'union avec l'oxigène en plusieurs doses, il ne paroît pas cependant que chacun de ses oxides puisse se combiner avec les acides. On n'a jusqu'à présent reconnu cette propriété que dans les deux premiers de ces oxides, si on en excepte le sur-oximuriate qui contient le peroxide de plomb. Aucun des essais qu'on a pu faire pour opérer la combinaison de l'oxide rouge de plomb avec les acides n'a réussi. L'oxide jaune s'unit à tous les acides avec lesquels on l'a traité jusqu'à présent, et les sels

que cette union produit sont les seuls qui aient été examinés. Les combinaisons du premier oxide auroient été complètement négligées si Proust ne s'en étoit pas occupé.

I. *Sels détonans.*

1re. Espèce. *Plomb nitraté.*

L'acide nitrique, lorsqu'il n'est pas trop concentré, agit avec une grande énergie sur le plomb. Il le convertit d'abord en une poudre blanche qui est un sous-oxinitrate. Il le dissout alors et spécialement à l'aide de la chaleur. L'oxide jaune de plomb est complètement dissous par l'acide nitrique et sans effervescence; mais l'oxide rouge est rendu blanc par l'action de l'acide; il s'en dissout les 0.857, et le surplus des 0.143 est converti en oxide brun et reste indissoluble (1). On voit donc ainsi qu'il n'y a que l'oxide blanc de plomb qui se combine avec l'acide nitrique. Les 0.857 de l'oxide rouge sont décomposés; l'excès d'oxigène se porte sur les 0.143 et les convertit en oxide brun, tandis que la base ou l'oxide jaune se combine avec l'acide. Il s'ensuit que l'acide

(1) Proust.

nitrique ne forme point d'union avec l'oxide rouge ou brun de plomb ; que cette union n'a lieu qu'avec le protoxide et l'oxide jaune, et qu'il en résulte deux sels que nous distinguerons comme à l'ordinaire par les noms de *nitrate* et *oxinitrate* de plomb. Ce dernier étoit connu depuis longtems , mais c'est Proust qui nous a fait distinguer le premier il n'y a que peu d'années.

1. *Oxinitrate de plomb*. Ce sel se produit toujours par la dissolution du plomb dans l'acide nitrique , à moins qu'il n'y ait excès de plomb ou que la chaleur appliquée ne soit très-forte. On le forme aussi en dissolvant le deutoxide, ou plomb blanc, dans l'acide nitrique. La dissolution est transparente et incolore , et lorsqu'elle est suffisamment concentrée par l'évaporation , elle cristallise en se refroidissant. Ces cristaux sont ordinairement des tétraèdres ayant leurs sommets tronqués, et quelquefois aussi , suivant Rouelle , des pyramides hexaèdres. Ils sont opaques et blancs avec l'éclat de l'argent. Leur saveur est sucrée et âpre ; ils ne s'altèrent point à l'air. Il ne s'en dissout que les 0.131 de leur poids dans l'eau bouillante (1). Leur pesanteur spécifique

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 310.

est de 4.068 (1). Au feu ils décrépitent avec une sorte de détonation et en émettant des étincelles très-brillantes (2). En triturant de ces cristaux avec du soufre dans un mortier chaud, il se produit une foible détonation, et le plomb est réduit à l'état métallique (3).

Mes expériences m'ont donné pour les parties constituantes de ce sel,

66	Oxide.
34	Acide et eau.
100	

L'oxide de plomb est précipité par les alcalis à l'état d'une poudre jaune. Les acides sulfurique, sulfureux et muriatique s'y combinent, et cette combinaison se dépose sous la forme d'une poudre blanche. Le fer quoique gardé dans une dissolution d'oxinitrate de plomb, n'y occasionne point de précipité (4).

2. *Nitrate de plomb.* On peut former ce sel en faisant bouillir ensemble du plomb à l'état métallique, et l'oxinitrate de ce métal. Une portion du plomb est dissoute aux dépens

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

(2) Bergman. II. 470.

(3) Van-Mons, Ann. de chim. XXVII 81.

(4) Wenzel, Verwandtschaft, p. 90.

du deutoxide dans l'oxinitrate, et le tout est converti dans le protoxide qui, suivant une loi très-générale en chimie, exige moins d'acide pour le saturer que le deutoxide. On peut aussi se procurer le nitrate de plomb, en faisant bouillir l'acide nitrique sur une plus grande quantité de plomb qu'il n'en peut dissoudre. Dans ce cas la dissolution est jaune et, pour l'ordinaire, le sel y cristallise par refroidissement (1). Ces cristaux sont en écailles brillantes de couleur jaune, dissolubles dans l'eau, ou en petits prismes (2). Ils ont la même saveur douceâtre astringente que le nitrate de plomb. Par l'analyse que j'en ai faite, je les ai trouvés composés de

81.5	Oxide.
18.5	Acide.
100.0	

(1) Wenzel avoit fait dès longtems cette expérience, mais il n'en put déduire la conséquence convenable avant que la nature de l'oxide eût été mieux connue. Verwandtschaft, p. 90.

(2) Proust, Jour. de phys. LVI. 206.

2e. ESPÈCE. *Sur-oximuriate de plomb.*

Lorsqu'on fait passer un courant de gaz acide oximuriatique dans de l'eau où l'on a mis de l'oxide rouge de plomb dans un appareil de Woulfe, le gaz est absorbé, et l'oxide, qui prend d'abord une couleur brune, se dissout par degrés. C'est Proust qui fit, et annonça le premier cette expérience curieuse. Dans ce cas le plomb absorbe l'oxigène de l'acide, et lorsque le métal est oxidé en totalité au maximum, il s'en dissout une portion et il se forme du muriate suroxigéné de plomb. Ce sel est beaucoup plus dissoluble que le muriate de plomb. Il est très-facilement décomposé (1).

II. Incombustibles.

3e. ESPÈCE. *Muriate de plomb.*

L'acide muriatique attaque le plomb à l'aide de la chaleur ; il en oxide et dissout une portion ; mais son action est foible et limitée. Il se combine facilement avec l'oxide jaune de plomb. Mis sur l'oxide rouge, cet acide est en

(1) Chenevix, *On hyperoxygenized muriatic acid.* Phil. Trans. 1802.

partie converti, à l'aide de la chaleur, en acide oximuriatique, tandis que le plomb, réduit à l'état d'oxide blanc, se combine avec la portion non oxigénée de l'acide (1). Ainsi nous voyons que l'acide muriatique, qui s'unit ordinairement à l'oxide jaune de plomb, est incapable de se combiner avec l'oxide rouge de ce métal; mais il est très-probable que cette combinaison peut également avoir lieu avec le protoxide quoiqu'on n'ait pas essayé de l'opérer. Le composé d'acide muriatique et de plomb actuellement connu, est dans le fait un oximuriate. Il existe donc deux variétés de ce sel; la première est le sel neutre connu depuis longtems, et la seconde est un sous-muriate.

1. *Muriate de plomb.* Ce sel se fait aisément en ajoutant de l'acide muriatique, ou un muriate alcalin à une dissolution de nitrate de plomb. Le muriate se précipite à l'état d'une poudre blanche. Il a une saveur douceâtre. Sa pesanteur spécifique est de 1.8226 (2). Il est dissoluble dans 22 parties d'eau froide, et cette dissolubilité est considérablement augmentée par la présence d'un acide (3).

(1) Fabroni.

(2) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

(3) Chenevix, Nicholson's *Jour.* IV. 223.

Ce sel se dissout dans l'acide acétique, propriété qui peut le faire aisément distinguer du sulfate de plomb. Lorsqu'après l'avoir fait dissoudre dans l'eau bouillante, on laisse refroidir la dissolution, ce muriate y cristallise en petits prismes hexaèdres blancs, brillans et satinés. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air. Chauffés, ils se fondent facilement et prennent en refroidissant l'apparence d'une masse blanche grisâtre, demi-vitreuse, à laquelle on donnoit autrefois le nom de *plomb corné*. A une forte chaleur ils s'évaporent en partie en une fumée blanche visible, et ce qui en reste est un sous-muriate de plomb, substance qui paroît avoir été examinée pour la première fois par Bergman (1).

Les parties constituantes de ce sel sont, suivant Klaproth et Kirwan, savoir :

Klaproth.		Kirwan.		
		En cristaux.	Desséché.	
13.50	Acide.	18.23.......	17	Acide.
86.50	Oxide.	81.77.......	83	Oxide.
100.00 (2)		100.00.......	100 (3)	

(1) Bergman. II 470; et III. 325.

(2) *Beitrage*. II. 275.

(3) *On mineral Waters*, tab. IV.

D'après l'évaluation de Kirwan, on peut considérer 100 parties du sel cristallisé, comme contenant 76 parties de plomb à l'état métallique.

[*Propriétés.*] 2. *Sous-muriate de plomb.* On peut préparer ce sel soit en traitant le muriate de plomb avec un alcali pur, soit en décomposant le muriate de soude par son mélange avec quatre fois son poids de litharge. Dans l'un et dans l'autre cas, le sous-muriate de plomb est produit sous la forme d'une poudre blanche. Vauquelin est le premier chimiste qui se soit occupé d'une manière particulière de ce sel (1), dont Bergman avoit déja fait mention. Il est indissoluble dans l'eau. Il prend, lorsqu'il est chauffé, une belle couleur jaune. L'acide nitrique dissout l'excès d'oxide, et ce qui reste, sous la forme d'une substance cristalline, est du muriate de plomb. Les alcalis fixes dissolvent le sous-muriate sans lui faire éprouver de décomposition. On l'emploie en peinture comme couleur jaune.

4e. ESPÈCE. *Sulfate de plomb.*

L'acide sulfurique n'a point d'action sur le

(1) Ann. de chim. XXXI. 3.

plomb à froid, mais quand on le fait chauffer jusqu'à l'ébullition sur ce métal, il lui communique une portion de son oxigène; il se dégage du gaz acide sulfureux, et le plomb est converti en une masse blanche épaisse, qui est le sulfate de plomb. On peut obtenir facilement ce sel en ajoutant de l'acide sulfurique à de l'acétate de plomb, ou en mêlant ce dernier sel avec un sulfate alcalin. Le sulfate de plomb se précipite à l'état d'une poudre blanche. Ce sel n'a point de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 1.8742 (1). Il est indissoluble dans l'alcool et dans l'acide nitrique; l'eau n'en peut prendre, suivant Kirwan, que les 0.00084 environ de son poids(2). Mais, lorsqu'il est avec excès d'acide il se dissout plus facilement, et il donne, par l'évaporation de sa dissolution, de petits cristaux blancs auxquels Sage attribue la forme de prismes tétraèdres. Ce sel se dissout à l'aide de la chaleur dans l'acide muriatique concentré. La dissolution dépose en grande quantité par le refroidissement des cristaux de muriate

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

(2) *Minéralogie*. II. 211.

de plomb (1). Ce sel se rencontre natif cristallisé, suivant Kirwan, en prismes tétraèdres obliques (2), et suivant Haüy, en octaèdres réguliers (3). Le sulfate de plomb natif qui se trouve dans les environs de Paris et dans l'île d'Anglesey, est cristallisé en pyramides tétraèdres; il en est venu d'Ecosse des échantillons en tables transparentes.

D'après les analyses les plus exactes qui en aient été faites, les parties constituantes du sulfate de plomb sont de

(1) Descostils, Nicholson's, *Jour.* XII. 221.

(2) Kirwan's, *Minér.* II. 211.

(3) Jour. des min. An V, p. 508.

Composition.

	(1)	(2)	(3)
Acide.........	23.37	24.72	26.50
Oxide jaune...	75.00	75.28	73.50
Eau..........	1.63	»	»
Total.........	100.00	100.00	100.00

cent parties de ce sel contiennent, suivant Kirwan, 71 parties de plomb pur (4).

Ce sel peut supporter dans des vaisseaux fermés un grand coup de feu sans se décomposer. Je me suis assuré qu'après avoir été desséché à la température d'environ 204°.44 centig., il peut être chauffé au rouge dans un creuset de platine, sans rien perdre de son poids.

(1) Kirwan, *On mineral Waters*, tab. IV.
(2) Bucholz, Gehlen, Jour. V. 262.
(3) Klaproth, *Beitrage*. III. 166.
(4) *On mineral Waters*, tab. IV.

Mis sur les charbons il se fond, et le plomb est promptement réduit.

En traitant le sulfate de plomb avec les alcalis, ils lui enlèvent la plus grande partie de son acide et en séparent, sous la forme d'une poudre blanche, l'oxide de plomb combiné avec une portion d'acide qui adhère encore au métal ; cette poudre blanche est par conséquent à l'état d'un sous-sulfate de plomb.

5e. ESPÈCE. *Sulfite de plomb.*

L'acide sulfureux n'a aucune action quelconque sur le plomb. Il absorbe l'oxigène de l'oxide rouge de ce métal, et il se convertit ainsi en acide sulfurique ; mais l'acide sulfureux se combine avec le deutoxide de plomb, et forme par cette union un sulfite sous la forme d'une poudre blanche indissoluble dans l'eau et sans saveur. Au chalumeau sur un charbon, ce sulfite se fond, devient jaune, et le plomb finit par passer en totalité à l'état métallique (1).

[*Composition*] Le sulfite de plomb desséché à une chaleur d'environ 149° centig. est

---

(1) Fourcroy et Vauquelin, Connoissances chimiques. VI. 86.

composé, suivant l'analyse que j'en ai faite, de

74.50	Oxide.
25.50	Acide.
100.00	

Chauffé au rouge, il perd les 0.20 de son poids; il se dégage de l'acide sulfureux, et il reste une masse noirâtre qui est un composé de sulfate et de sulfure de plomb. En la traitant avec l'acide nitrique, le sulfure est décomposé, et on obtient des cristaux de nitrate.

6e. Espèce. *Phosphate de plomb.*

L'acide phosphorique n'agit que foiblement sur le plomb; cependant, lorsqu'on le laisse en contact avec ce métal, il est en partie oxidé et converti en un phosphate indissoluble. On peut former aisément le phosphate de plomb par le mélange des phosphates alcalins avec le nitrate de plomb. Le sel se précipite immédiatement à l'état d'une poudre indissoluble (1). On trouve le phosphate de plomb natif dans différens pays. Sa couleur est ordinairement verte ou jaune, et souvent il est cristallisé en

(1) Margraf, *Opusc.* I. 171; Wenzel, Verwandtschaft, p. 174.

prismes hexaèdres. Il est insoluble dans l'eau, à moins qu'il ne soit avec un excès considérable d'acide, mais il se dissout dans la soude caustique avec laquelle il est probable qu'il forme un sel triple (1). Ce phosphate se dissout aussi avec facilité, et à l'aide de la chaleur, dans l'acide muriatique concentré. Il se précipite en abondance dans la dissolution, à mesure qu'elle refroidit, des cristaux de muriate de plomb. L'acide sulfurique décompose à chaud ce sel en se combinant avec l'oxide, et en laissant l'acide dans un état qui le rend susceptible de se dissoudre dans l'eau. Au feu il se fond et prend en refroidissant la forme d'un polyèdre régulier. Chauffé au rouge il est décomposé par le charbon qui enlève l'oxigène à l'une et à l'autre de ses parties composantes qu'il réduit alors à l'état de phosphore et de plomb.

J'ai trouvé que le phosphate jaune de plomb d'Ecosse, abstraction faite des impuretés qui l'accompagnent ordinairement, est composé de

18	Acide.
82	Oxide jaune.
100	

(1) Vauquelin, Jour. des min. n°. IX. p. 6.

La détermination, par Klaproth, des parties constituantes des différentes variétés de ce sel, coïncide presqu'exactement avec les résultats de mon analyse (1).

7ᵉ. ESPÈCE. *Carbonate de plomb.*

L'acide carbonique n'a aucune action quelconque sur le plomb, et ne dissout point non plus son oxide; mais il se combine facilement avec l'oxide jaune, et cette combinaison forme un carbonate. Le moyen le plus facile d'obtenir ce sel consiste à précipiter le plomb de sa dissolution dans l'acide nitrique par les carbonates alcalins. On le produit ainsi sous la forme d'une poudre blanche. Ce sel est sans saveur, insoluble dans l'eau, mais susceptible de se dissoudre dans la potasse caustique de la même manière que les oxides de plomb.

[*Blanc de plomb.*] Le *blanc de plomb* du commerce, ou *céruse*, dont on fait usage comme couleur, n'est autre chose, ainsi que Bergman l'observa le premier, qu'un carbonate de plomb (2). On le prépare en exposant des

(1) *Beitrage.* III. 146.

(2) *Opusc.* I. 39. Proust a fait dernièrement la même observation. Jour. de phys. LVI. 207. Schéele trouva

lames minces de plomb aux vapeurs chaudes de l'acide acétique ; le métal est peu-à-peu corrodé et converti, probablement aux dépens de l'acide, en un carbonate.

Ce sel existe en abondance dans la nature ; sa couleur est habituellement blanche et il a beaucoup d'éclat. Sa pesanteur spécifique est de 7.2357 (1). On le rencontre quelquefois cristallisé en prismes à 6 pans, terminés par des pyramides hexaèdres. Il se présente quelquefois aussi sous la forme d'octaèdres réguliers (2), et avec celle de tables (3). Il est indissoluble dans l'eau ; chauffé au chalumeau sur un charbon, le plomb est immédiatement réduit à l'état métallique.

Les résultats des analyses que quelques chimistes ont faites de ce sel, ont donné pour la détermination de ses parties constituantes, savoir :

---

qu'en distillant le blanc de plomb avec de l'acide sulfurique, il s'en séparoit toujours un peu d'acide acétique. Crell, Ann. III. 8. Engl. Trans.

(1) Bournon, Nicholson's *Jour.* IV. 220.

(2) Haüy, Jour. des min. An V, p. 502.

(3) Comme celui d'Ecosse.

Composition.

	(1)	(2)	(3)	(4)
Acide......	15	16	16.15	16.33
Oxide jaune.	85	84	83.85	83.67
Total......	100	100.0	100.00	100.00

8e. ESPÈCE. *Fluate de plomb.*

L'acide fluorique n'attaque point le plomb, quoiqu'il dissolve une petite portion de l'oxide blanc de ce métal lorsqu'il est avec excès d'acide ; mais le fluate de plomb formé par l'acide saturé est une poudre insoluble qui se fond aisément au chalumeau, en abandonnant son acide qu'en dégage également l'acide sulfurique (5).

(1) Chenevix, Nicholson's *quarto Jour.* IV. 221.
(2) Bergman, *Opusc.* II. 393.
(3) Proust, Jour. de phys. LVI. 207.
(4) Klaproth, *Beitruge.* III. 165.
(5) Schéele. I. 33.

8e. ESPÈCE. *Borate de plomb.*

L'acide boracique n'a point d'action sur le plomb, mais lorsqu'on mêle ensemble des dissolutions de borate de soude et de nitrate de plomb, le borate de ce métal s'y précipite à l'état d'une poudre blanche. Au chalumeau il se fond en un verre sans couleur (1). En faisant fondre une partie d'acide boracique avec deux parties d'oxide rouge de plomb, le produit, suivant Reuss, est un verre jaune verdâtre, transparent, dur, insoluble (2).

III. *Sels combustibles.*

10e. ESPÈCE. *Acétate de plomb.*

Le plomb n'est point attaqué par l'acide acétique, dans des vaisseaux fermés, ainsi que Schéele (3) l'a fait voir le premier, et que, depuis, Vauquelin s'en est assuré; mais lorsque ce métal se trouve être à la fois en contact avec l'acide et l'air, il s'oxide, et cet oxide se dissout à mesure qu'il se forme. L'union de l'acide acétique avec l'oxide jaune de

(1) Wenzel, Verwandstchaft, p. 252.
(2) Reuss, *de Sale sedativo.*
(3) Crell, Ann. III. 8. Engl. Trans.

plomb, qu'il dissout très-facilement, produit deux sels dont le premier contient un excès d'acide, et dont l'autre est neutre.

1. Le *sur-acétate de plomb* est connu depuis longtems. Isaac Hollandus, et Raymond Lulle en font mention. On lui avoit autrefois donné une grande variété de noms différens, tels que ceux de *sucre de plomb*, *sucre de Saturne*, *sel de Saturne*, etc.

Ce sel est employé en grandes quantités par les teinturiers, et les imprimeurs sur toiles de coton. Ils le mêlent avec l'alun ou avec le sulfate de fer, et forment ainsi un acétate d'alumine ou de fer, dont ils se servent avec beaucoup plus d'avantage, comme mordans, pour fixer leurs couleurs, que de l'alun ou du sulfate de fer. On le prépare en grand en Angleterre, en Hollande et en France. Dans les deux premiers pays, c'est avec la bierre aigre que les manufacturiers font leur acide : en France, c'est du vin qu'ils le retirent. Les différens procédés de fabrication de ce sel ont été décrits par Weber (1) et Demachy (2), et plus récemment par Pontier (3).

---

(1) Phys. chim. mag. I. 84.
(2) *Laborant in grossen.* II. 194.
(3) Ann. de chim. XXXVII. 268.

[*Préparation.*] On peut réduire ces divers procédés à deux, dont l'un consiste à exposer le plomb à l'état métallique à l'action de l'acide acétique, et l'autre à mettre en dissolution dans cet acide le carbonate de plomb. Dans le premier cas, on met dans des vaisseaux de terre, avec de l'acide acétique, des lames minces de plomb. Les lames de ce métal qui sont près de la surface de l'acide, se recouvrent promptement d'une croûte d'oxide; on l'en détache, et on en opère la dissolution en plongeant alors ces lames au fond de la liqueur. On ramène à la surface des lames nouvelles, parmi celles qui y étoient submergées; elles s'incrustent à leur tour, et on en enlève l'oxide en les replaçant au fond de la liqueur. On continue chaque jour ces changemens de place alternatifs des lames, jusqu'à ce que l'acide se soit suffisamment chargé de plomb. On filtre alors cette dissolution, et on la concentre par l'évaporation, jusqu'à ce que par le refroidissement, elle donne de petits cristaux d'acétate de plomb.

Dans l'autre procédé de fabrication du blanc de plomb, on fait dissoudre dans l'acide acétique, du carbonate de plomb, préparé par l'exposition du métal aux vapeurs du vinaigre, ou l'on y substitue la litharge; et on évapore

la dissolution à la manière ordinaire, jusqu'à ce qu'elle cristallise. On considère cette dernière méthode comme plus dispendieuse que l'autre ; mais au lieu de ces oxides artificiels, ne pourroit-on pas se servir avec avantage du carbonate de plomb natif, qui se trouve en abondance dans beaucoup de contrées ?

[*Propriétés.*] Le sur-acétate de plomb cristallise ordinairement en petites aiguilles brillantes, satinées, qui ont la forme de prismes tétraèdres applatis, terminés par des sommets dièdres. Ce sel a une saveur douceâtre, et en quelque sorte astringente. Sa pesanteur spécifique est de 2.345 (1). L'eau qu'on tient en ébullition sur le sur-acétate de plomb en peut dissoudre environ les 0.29 de son poids; elle en retient à-peu-près les 0.27 en dissolution, lorsqu'elle est froide (2). A l'air ce sel n'éprouve aucun changement; il se dépose ordinairement, dans sa dissolution dans l'eau, une petite portion de poudre blanche qui est du carbonate de plomb formé par la

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

(2) Bucholz, Nicholson's *Jour.* XI. 79. Wenzel assure que l'eau, à la température d'environ 38° centig., dissout son propre poids de ce sel, mais c'est une erreur. Verwandtschaft, p. 308.

combinaison du métal avec l'acide carbonique que contient l'eau. On y produit le même précipité en souflant à travers une dissolution de ce sel (1).

Le sur-acétate de plomb est décomposé par tous ceux des acides, et de leurs composés, qui forment avec le plomb des sels à-peu-près indissolubles dans l'eau, tels que les acides sulfurique, phosphorique, muriatique, fluorique, oxalique, malique, etc.

[*Produits de la distillation.*] Au feu il se décompose, et à la distillation, il fournit des produits très-singuliers qui furent examinés d'abord par Beccher, par Baumé ensuite, et d'une manière plus particulière par Pluvinet; mais c'est par Proust que nous avons eu les détails les plus précis et les plus exacts sur ce sujet. En distillant 160 parties de sucre de plomb à une douce chaleur, il en obtenoit 12 parties d'une eau légèrement acidulée de vinaigre. En augmentant ensuite le feu, il passoit 72 parties d'un liquide jaune, ayant une odeur forte et agréable d'alcool, quoiqu'avec un mélange de celle d'empyreume. En ajoutant de la chaux à la liqueur, il se dégageoit de l'ammoniaque qui y existoit en état de combinaison

(1) Proust, Jour. de phys. LVI. 207.

avec un excès d'acide acétique. En saturant de potasse le liquide, et en le laissant ensuite reposer pendant 24 heures, il s'en séparoit environ les 0.33 d'une partie, d'une huile qui surnageoit. Cette huile enlevée de la surface du liquide, au moyen d'un syphon, avoit une odeur très-forte. En distillant alors la liqueur à une douce chaleur, les huit premières parties qui passoient étoient d'une pesanteur spécifique de 0.88, susceptibles de se mêler avec l'eau, exactement comme l'alcool, d'une saveur forte et d'une volatilité à peine inférieure à celle de l'éther. Cette liqueur présentée à la lumière d'une bougie brûloit rapidement avec une large flamme blanche; elle contenoit manifestement une portion considérable d'eau (1). Il se dégageoit en abondance pendant la distillation du gaz acide carbonique, mais sans émission sensible d'aucun autre fluide élastique.

Le sur-acétate de plomb est composé de

26	Acide.
58	Oxide jaune.
16	Eau.
100	

(1) Proust, Jour. de phys. LVI. 209.

2. *Acétate*. C'est Schéele qui reconnut le premier la nature de ce sel (1), dont Thenard examina avec beaucoup de précision les propriétés (2). On peut le former en faisant bouillir ensemble dans de l'eau 100 parties de suracétate de plomb, et 150 parties de litharge desséchée dépouillée d'acide carbonique. Sa saveur est moins douceâtre; il ne se dissout pas en aussi grande proportion dans l'eau, et il cristallise en tables. Les proportions de ses parties constituantes sont, suivant Thenard, de

17	Acide.
78	Oxide.
5	Eau.
100	

[*Extrait de Goulard.*] La dissolution de l'oxide de plomb dans l'acide acétique, fut particulièrement recommandée par Goulard, chirurgien à Montpellier, comme étant d'un emploi très-avantageux dans les cas d'inflammation. Cette préparation qu'on obtenoit en faisant bouillir du vinaigre distillé sur de la litharge, jusqu'à ce qu'il en fut complètement

(1) Crell, Ann. III. 8. Engl. Trans.
(2) Nicholson's *Jour.* VI. 223.

saturé, s'appeloit *extrait de Goulard*, *vinaigre de plomb*. Schéele avoit indiqué le premier la nature de cette substance, en s'assurant que la dissolution du sucre de plomb dans l'eau est convertie en extrait de Goulard, lorsqu'on y tient plongée pendant un jour une lame de plomb, et en prouvant que la dissolution oxidoit et dissolvoit une portion de la lame (1). Mais on avoit mis en oubli les observations de ce chimiste, lorsque par l'examen que fit le docteur Bostock de l'extrait de Goulard, en le comparant avec le sucre de plomb, il fit voir que c'étoit réellement une dissolution d'*acétate de plomb* dans l'eau (2). Ce sel est précipité par l'acide carbonique en beaucoup plus grande proportion que le sur-acétate, et il étoit connu des chimistes comme moyen d'essai plus sensible pour le mucilage ou la gomme, longtems avant que John Hunter l'eût employé comme réactif.

11[e]. Espèce. *Succinate de plomb.*

L'acide succinique, dissout l'oxide jaune de plomb, mais il agit à peine sur le métal. La

(1) Crell, Ann. III. 10. Englis. Trans.
(2) Nicholson's *Jour.* XL. 75.

dissolution de l'oxide donne, suivant Wenzel, des cristaux minces, longs et foliés (1) à peine dissolubles dans l'eau, mais qui le sont dans l'acide nitrique. L'acide succinique précipite l'acétate de plomb, et ne produit point cet effet sur les nitrate, ou muriate, de ce métal (2).

12e. ESPÈCE. *Benzoate de plomb.*

La dissolution du plomb par l'acide benzoïque ne s'opère que difficilement; elle donne par l'évaporation des cristaux de benzoate de plomb, dont la couleur est d'un blanc éclatant, qui sont solubles dans l'alcool et dans l'eau. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air; mais la chaleur les décompose en en dégageant l'acide. Les acides sulfurique et muriatique en séparent le plomb (3).

13e. ESPÈCE. *Oxalate de plomb.*

L'acide oxalique noircit le plomb sans l'attaquer sensiblement, mais il dissout le deu-

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 241.

(2) Stockar de Neuforn *de Succino*. §. 33. Ainsi que l'indiqua Gren, *Handbuch*. III. 281.

(3) Trommsdorf, Ann. de chim. XI. 316.

toxide de ce métal, et lorsqu'il en est à-peu-près saturé, la dissolution dépose de petits grains cristallins d'oxalate de plomb. Le même précipité de cristaux se produit, lorsqu'on verse de l'acide oxalique dans une dissolution dans l'eau des nitrate, muriate, ou acétate de plomb. Ces cristaux, indissolubles dans l'alcool, le sont à-peu-près aussi dans l'eau, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'acide. Ils sont composés, d'après l'analyse que Bergman en a faite, d'environ

41.2	Acide.
58.8	Oxide.
100.0 (1)	

14e. ESPÈCE. *Mellate de plomb.*

L'acide mellitique précipite en blanc la dissolution de nitrate de plomb, mais par une addition d'acide nitrique le précipité est redissous (2).

15e. ESPÈCE. *Tartrate de plomb.*

L'acide tartarique n'exerce aucune action sur

(1) Bergman. I. 267.

(2) Klaproth, *Beitrage*. III. 132.

le plomb, mais il se combine avec son oxide, et il précipite, sous la forme d'une poudre blanche, le tartrate de plomb de ses dissolutions dans les acides nitrique, muriatique et acétique. Ce sel est complètement insoluble dans l'eau (1), ses parties constituantes sont, d'après les analyses de Bucholz et Thenard, de

Composition.

	(2)	(3)
Acide..........	34	37
Oxide jaune......	66	63
Total..........	100	100

16e. ESPÈCE. *Citrate de plomb.*

L'acide citrique, qui n'attaque pas le plomb,

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. V. 269.
(2) Thenard, Ann. de chim. XXXVIII. 37.
(3) Bucholz, Gehlen, Jour. V. 269.

précipite la dissolution acétique de ce métal, en un citrate de plomb sous forme pulvérulente très-peu dissoluble (1).

17e. ESPÈCE. *Saccolate de plomb.*

L'acide saclactique précipite en blanc la dissolution de nitrate de plomb (2).

18e. ESPÈCE. *Malate de plomb.*

L'acide malique ne produit aucun effet sur le plomb, mais lorsqu'on verse de cet acide dans une dissolution de plomb par les acides nitrique ou acétique, le malate de plomb en est immédiatement précipité (3). Cette précipitation du malate de plomb a également lieu, ainsi que l'a observé Vauquelin, par l'acétate de plomb dans une dissolution contenant du malate de chaux. Ce précipité se distingue aisément par sa légèreté floconneuse, et par la facilité avec laquelle il se dissout dans l'acide acétique et dans l'acide nitrique affoibli (4).

---

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 184.
(2) Schéele. II. 80.
(3) Schéele, Crell, Ann. II. 7. Engl. Trans.
(4) Ann. de chim. XXXV. 155.

19e. ESPÈCE. *Lactate de plomb.*

En mettant en digestion pendant plusieurs jours, de l'acide lactique sur du plomb, ce métal est dissous, et il en résulte un liquide d'une saveur douceâtre et astringente, qui n'est pas susceptible de cristallisation (1).

20e. ESPÈCE. *Subérate de plomb.*

L'acide subérique enlève le plomb aux acides acétique et nitrique (2).

IV. Sels métalliques.

21e. ESPÈCE. *Arséniate de plomb.*

En faisant digérer à chaud de l'acide arsenique sur le plomb, cet acide lui abandonne une portion de son oxigène, et le convertit ainsi en une poudre blanche indissoluble, qui est l'arséniate de plomb. L'acide arsenique précipite également cet arséniate pulvérulent des dissolutions du plomb dans les acides nitrique et muriatique. Au feu, ce sel se fond, et si

(1) Schéele. II. 166.

(2) Bouillon-Lagrange, Ann. de chim. XXIII. 48.

on projette du charbon dans la masse pendant qu'elle est en fusion, l'arsenic est volatilisé, et le plomb réduit à l'état métallique. Dans ce cas, le charbon enlève l'oxigène à l'une et à l'autre des deux parties composantes du sel.

L'arséniate de plomb est complètement indissoluble dans l'eau. On l'a rencontré natif. Les analyses que Chenevix et Thenard ont faites de ce sel, donnent pour la proportion de ses parties constituantes :

Composition.

	(1)	(2)
Acide..........	33	35.7
Oxide jaune......	63	64.3
Eau............	4	»
Total..........	100	100.0

(1) Chenevix, Phil. Trans. 1801, p. 199.
(2) Thenard, Ann. de chim. L. 125.

22°. ESPÈCE. *Molybdate de plomb.*

On n'a pas essayé de déterminer quelle pouvoit être l'action de l'acide molybdique sur le plomb; mais Schéele s'est assuré que cet acide précipite immédiatement le molybdate de plomb des dissolutions de ce métal dans les acides nitrique ou muriatique (1). Le précipité ainsi produit dans une dissolution de plomb par l'acide nitrique, se redissout par une addition de ce même acide (2).

On trouve ce sel natif dans la Carinthie. Klaproth en reconnut le premier la composition : il est de couleur jaune, complètement insoluble dans l'eau, et d'une pesanteur spécifique de 5.706 (3). Il cristallise en lames cubiques ou rhomboïdales. Au feu, il décrépite et se fond en une masse jaunâtre; il se dissout dans les alcalis fixes, et dans l'acide nitrique. L'acide muriatique le décompose à l'aide de la chaleur, et en sépare le plomb. Les parties constituantes de ce sel sont, d'après l'analyse de Klaproth, dans la proportion de

(1) Schéele. I. 246.
(2) Hatchett, Phil. Trans. 1796.
(3) *Ibid.*

34.7 Acide.
65.3 Oxide.

100.0 (1)

23e. ESPÈCE. *Tungstate de plomb.*

Le tungstate nitraté de potasse précipite en blanc le nitrate de plomb (2).

24e. ESPÈCE. *Chromate de plomb.*

On peut précipiter le chromate de plomb à l'état d'une poudre rouge, en mêlant ensemble des dissolutions de nitrate de plomb et d'un chromate alcalin : mais ce sel existe natif. C'est le composé dont on retire ordinairement l'acide chromique. La couleur du chromate de plomb est rouge avec une nuance de jaune; il cristallise en prismes à 4 pans, terminés quelquefois par des pyramides tétraèdres. Sa pesanteur spécifique est d'environ 6. Ce sel, indissoluble dans l'eau, est dissous sans aucune altération par les alcalis fixes, et aussi par l'acide nitrique; mais les acides muriatique et sulfurique le décomposent, en en précipitant le plomb à l'état d'un muriate ou d'un

(1) *Beitrage.* II. 275.
(2) Schéele. II.

sulfate. Le chromate de plomb est composé, suivant l'analyse de Vauquelin, de

34.9	Acide.
65.1	Oxide.
100.0 (1)	

V. Sels triples.

25e. ESPÈCE. *Tartrate de potasse et de plomb.*

Nous savons par Thenard, que ce sel triple qu'on obtient en faisant bouillir ensemble dans de l'eau du tartre et l'oxide de plomb, n'est pas soluble, et qu'il n'est décomposé ni par les alcalis, ni par les sulfates (2).

26e. ESPÈCE. *Muriate d'ammoniaque et de plomb.*

On produit ce composé en mêlant ensemble des dissolutions de muriate d'ammoniaque et de muriate de plomb, ou en faisant bouillir du muriate d'ammoniaque sur de l'oxide de plomb. La dissolution ne précipite point par l'acide sulfurique, mais les carbonates alcalins en séparent le plomb (3).

(1) Jour. des min. N°. 34, p. 790.
(2) Thenard, Ann. de chim. XXXVIII. 36.
(3) *Ibid.* XLII. 218.

27e. ESPÈCE. *Muriate de plomb et d'étain.*

Berthollet, le jeune, est le premier qui ait fait connoître ce sel qu'on peut obtenir, soit par la digestion du muriate d'étain sur de l'oxide de plomb, soit par un mélange de muriate d'étain, et d'acétate de plomb, dans lequel il entre plus de muriate d'étain, que l'acétate de plomb n'en peut décomposer. Ce sel cristallise en écailles fines nacrées, mais qui ont si peu de consistance qu'elles s'aglomèrent facilement, de manière à se confondre ensemble en une masse sans forme. Ce sel contient le plomb en plus grande proportion que le muriate de ce métal (1).

GENRE XIII. *Sels de nickel.*

La rareté de ce métal, et la difficulté de se le procurer à l'état de pureté, ont laissé peu de moyens de faire avec quelqu'étendue l'examen des combinaisons que son oxide forme avec les acides. Les sels de nickel sont donc en conséquence très-peu connus. On peut cependant les distinguer par les propriétés suivantes.

---

(1) S tiq. chim. II. 465.

[*Caractères.*] 1. Ils sont, en général, dissolubles dans l'eau, et forment avec ce liquide une dissolution d'une belle couleur verte.

2. Le prussiate triple de potasse précipite ces dissolutions en un vert obscur.

3. L'hydrosulfure de potasse y produit un précipité noir.

4. Le gaz hydrogène sulfuré n'y en occasionne pas.

5. Celui qu'y forment l'acide gallique et l'infusion de noix de galle, est blanc grisâtre.

1re. ESPÈCE. *Nitrate de nickel.*

L'acide nitrique dissout, à l'aide de la chaleur, le nickel ou son oxide. La dissolution, de couleur verte, donne par l'évaporation des cristaux rhomboïdaux de nitrate de nickel qui se décomposent à l'air. Ils y deviennent d'abord déliquescens, se réduisent ensuite en poussière, et perdent peu-à-peu leur acide de manière à ne laisser que l'oxide de nickel (1).

2e. ESPÈCE. *Muriate de nickel.*

L'acide muriatique agit à peine sur le nickel

(1) Bergman. II. 268.

pur, et spécialement s'il a été écroui. Le meilleur dissolvant de ce métal est l'acide nitromuriatique (1); la dissolution est verte : elle donne par l'évaporation des cristaux irréguliers de muriate de nickel, qui se décomposent au feu, et même par une longue exposition à l'air, quoique d'abord ils y deviennent déliquescens comme le nitrate de nickel (2).

3ᵉ. ESPÈCE. *Sulfate de nickel.*

L'acide sulfurique, dont l'action sur le nickel à l'état de pureté, n'est que très-foible, le dissout lorsque cette pureté est altérée par son mélange avec d'autres substances métalliques. La dissolution est d'un beau vert; elle donne par l'évaporation de longs cristaux prismatiques de sulfate de nickel. Ce sel est très-soluble dans l'eau, ses cristaux s'effleurissent à l'air et y deviennent opaques (3).

4ᵉ. ESPÈCE. *Phosphate de nickel.*

L'acide phosphorique ne peut dissoudre

(1) Richter, Gehlen, Jour. III. 257.
(2) Bergman. II. 268.
(3) Proust, Jour. de phys. XLVII. 172.

10e. ESPÈCE. *Tartrate de nickel.*

Il ne s'exerce aucune action entre l'acide tartarique et le nickel (1). On n'a pas examiné le composé que cet acide forme avec l'oxide du métal. Nous ne connoissons pas davantage aucune des autres espèces des sels combustibles de nickel.

11e. ESPÈCE. *Arséniate de nickel.*

L'acide arsenique ne paroît pas capable de dissoudre le nickel pur. L'arséniate de ce métal est dissoluble dans l'eau, et par conséquent le nickel n'est pas précipité de ses dissolutions, soit par l'acide arsenique, soit par les arséniates (2).

12e. ESPÈCE. *Molybdate de nickel.*

L'acide molybdique précipite le nitrate de

(1) Bergman. II. 269.

(2) Les précipités que Bergman et Schéele annoncent être produits lorsqu'on mêle ensemble des dissolutions de nickel et d'arséniate de potasse, étoient sans doute de l'arséniate de bismuth, car il y a ordinairement présence de ce métal dans les dissolutions du nickel impur.

nickel lorsqu'il n'est pas avec excès d'acide nitrique (1).

13ᵉ. ESPÈCE. *Sulfate de nickel et de potasse.*

Proust est le premier qui ait décrit ce sel, dont il se servit avec avantage comme moyen de séparation du nickel d'avec le cobalt, séparation qui fut pendant longtems pour les chimistes l'objet d'une difficulté sur laquelle se porta particulièrement leur attention (2). Ce sel triple cristallise en prismes transparens d'une belle couleur émeraude, dans une dissolution évaporée de sulfate de nickel, à laquelle on a ajouté de la potasse. Il est très-peu soluble dans l'eau. En le dissolvant dans ce liquide et en l'y faisant cristalliser à plusieurs reprises, le sulfate de cobalt

(1) Hatchett, Phil. Trans. 1796.

(2) La manière la plus élégante d'opérer la séparation de ces métaux semble être celle de Thenard. Après avoir précipité, par un carbonate alcalin, le mélange des deux métaux, il le traite avec l'oximuriate de chaux. Le cobalt est converti en un peroxide insoluble dans l'ammoniaque, tandis que le nickel peut encore s'y dissoudre. En mettant en digestion dans cet alcali, il ne se charge que du nickel. On dégage l'ammoniaque par la chaleur; on dissout l'oxide dans l'acide nitrique, et on fait cristalliser. Ann. de chim. L. 117.

reste dans l'eau mère ; comme ayant beaucoup moins de tendance à la cristallisation que le sel triple de nickel. La saveur du sulfate de nickel et de potasse est sucrée comme celle du sucre de lait, mais elle laisse sur la langue une impression sensible d'acidité (1).

14e. ESPÈCE. *Sulfate de nickel et d'ammoniaque.*

Lorsque c'est l'ammoniaque qu'on ajoute à la dissolution du sulfate de nickel, il se forme un autre sel triple qui donne, par l'évaporation, des cristaux verts en prismes applatis à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres (2).

15e. ESPÈCE. *Sulfate de nickel et de fer.*

On obtient ce sel en évaporant un mélange des dissolutions de nitrate de nickel et de sulfate de fer, ou bien en dissolvant à la fois dans l'acide sulfurique les oxides de nickel et de fer. Ce sel cristallise en tables. Sa couleur est verte, il s'effleurit à l'air (3).

---

(1) Proust, Jour. de phys. XLVII. 169.
(2) Link, Crell, Ann. 1796. I. 32.
(3) *Ibid.* p. 31.

16e. ESPÈCE. *Nitrate de nickel et d'ammoniaque.*

Ce sel triple que Thenard fit le premier connoître s'obtient en cristaux verts, par l'évaporation d'une dissolution de nitrate de nickel à laquelle on a ajouté de l'ammoniaque jusqu'à excès. La dissolution de ce sel dans l'eau n'est point troublée par les alcalis; mais les hydrosulfures en précipitent le nickel (1).

17e. ESPÈCE. *Sulfates de nickel, cuivre et fer.*

Link annonce que la formation de ce sel a lieu lorsqu'on ajoute du sulfate de cuivre à la dissolution du nickel dans l'acide nitrique. Il cristallise, suivant lui, en prismes de couleur bleue, terminés par des pyramides tétraèdres. Par leur exposition à l'air, ces cristaux tombent en poussière; mais les expériences de Link demanderoient à être vérifiées en les répétant (2).

GENRE XIV. *Sels de zinc.*

Le zinc, à raison de sa grande affinité pour

(1) Ann. de chim. XLII. 217.
(2) Link, Crell, Ann. 1796. I. 31.

l'oxigène, est attaqué avec force par presque tous les acides. Les sels de ce métal sont donc d'une formation très-facile; et comme il paroît qu'il n'y a que son peroxide qui se combine avec les acides, ces sels ne sont pas susceptibles de changer d'état, comme ceux de fer et d'étain. On peut les reconnoître aux propriétés qui suivent.

Caractères. 1. Ils sont pour la plupart dissolubles dans l'eau, et la dissolution reste incolore et transparente;

2. Le prussiate triple de potasse occasionne un précipité blanc lorsqu'on en verse dans ces dissolutions;

3. Ils sont également précipités en blanc de leurs dissolutions par l'hydrosulfure de potasse et par le gaz hydrogène sulfuré;

4. Il ne se forme aucun précipité dans ces dissolutions par l'acide gallique et l'infusion de noix de galle;

5. Les alcalis produisent un précipité blanc, qui se dissout facilement dans les acides sulfurique ou muriatique;

6. Le zinc n'est précipité à l'état métallique par aucun des autres métaux.

I. *Sels détonans.*

1re. ESPÈCE. *Nitrate de zinc.*

L'acide nitrique agit avec une si prodigieuse énergie sur le zinc, qu'on a annoncé qu'il peut l'enflammer ; et quoique, pour modérer cette action de l'acide, il soit nécessaire de ne l'employer que très-étendu, il se produit cependant encore une chaleur considérable avec une vive effervescence qu'occasionne le dégagement d'une grande quantité d'oxide nitreux.

La dissolution, transparente et incolore, est très-caustique ; elle donne, par l'évaporation, des cristaux en prismes tétraèdres comprimés et striés, terminés par des pyramides à quatre faces. La pesanteur spécifique de ces cristaux est de 2,096 (1). Ils attirent l'humidité de l'air ; ils sont dissolubles dans l'eau, et dans l'alcool. Chauffés, ils se fondent ; mis sur les charbons ardens, ils détonent avec émission d'une flamme rouge. A la distillation ils exhalent des vapeurs rouges d'acide nitreux, et prennent la forme gélatineuse. Ils sont

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

complètement décomposés par une forte chaleur qui en dégage les gaz nitreux et oxigène (1).

II. *Sels incombustibles.*

2e. ESPÈCE. *Muriate de zinc.*

L'action de l'acide muriatique sur le zinc est très-rapide. La dissolution du métal s'opère avec effervescence et dégagement de gaz hydrogène. Elle est sans couleur, et ne fournit point de cristaux; mais, par l'évaporation, elle se prend en une espèce de gelée qui donne à la distillation un peu de son acide, et laisse le muriate de zinc sous la forme d'une masse solide facilement fusible qu'on connoissoit autrefois sous le nom de *beurre de zinc*. Ce muriate de zinc se sublime par la chaleur, et s'obtient ainsi en une masse d'un beau blanc composée de petites aiguilles; sa pesanteur spécifique est de 1.577 (2). Il est très-dissoluble dans l'eau; exposé à l'air, il en attire par degrés l'humidité et y prend la consistance d'une gelée. L'acide sulfurique le décompose, et les alcalis précipitent l'oxide de zinc de sa dissolution (3).

(1) Fourcroy. V. 382.
(2) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 15.
(3) Fourcroy. V. 383.

3e. ESPÈCE. *Sulfate de zinc.*

L'acide sulfurique concentré n'a d'action sur le zinc qu'à l'aide de la chaleur ; mais lorsqu'il est suffisamment étendu d'eau, il l'attaque avec force. Il y a dégagement de gaz hydrogène, et le métal est promptement dissous. Dans ce cas l'eau est décomposée ; son oxigène se combine avec le métal, et son hydrogène se dégage. En évaporant convenablement cette dissolution, elle donne des cristaux de sulfate de zinc.

[*Histoire.*] Ce sel, d'après les renseignemens les plus exacts qui nous aient été transmis sur son origine, fut découvert à Ramelsberg en Allemagne, vers le milieu environ du seizième siècle. Henkel et Newman furent les premiers chimistes qui y démontrèrent la présence du zinc ; et Brandt celui qui en reconnut complètement la composition (1). On le forme généralement, pour les besoins du commerce, en traitant, par le grillage, la mine de zinc sulfuré, appelée blende par les minéralogistes. Cette opération convertit le soufre du sulfure en acide. On lessive alors avec de l'eau et on

(1) Beckman's *History of inventions, art. zinc.*

concentre la liqueur du lessivage de manière qu'en refroidissant elle cristallise très-promptement et se forme en une masse semblable à un pain de sucre. Ce sel, connu dans le commerce sous le nom de *vitriol blanc*, n'est pas pur; il contient presque toujours du fer, et souvent du cuivre et du plomb. C'est à la présence de ces métaux que sont dues les taches jaunes dont la surface de ce sel est parsemée, ainsi que le sédiment d'un brun sale que dépose sa dissolution dans l'eau; circonstance dont se plaignent beaucoup les chirurgiens, lorsqu'ils font emploi de cette dissolution comme médicament. On peut purifier aisément le sulfate de zinc en mettant dans sa dissolution dans l'eau de la limaille de ce métal, et en l'agitant. Le zinc en précipite les métaux étrangers dont il prend la place. On filtre alors la dissolution, et en l'évaporant convenablement on en obtient le sulfate de zinc en cristaux.

[*Variétés.*] Il y a deux variétés de ce sel. le *sulfate* et le *sur-sulfate*. Les cristaux du sulfate sont de forme rhomboïdale, différant très-peu de celle cubique (1). Ce sel est sans couleur, parfaitement transparent, à cassure

(1) Leblanc, Jour. de phys. LV. 501.

vitreuse, et ayant l'apparence du flintglass. On a fait peu de recherches sur ses propriétés.

Le sur-sulfate est le sel du commerce, qui a été décrit par les chimistes.

Il cristallise en prismes tétraèdres comprimés, terminés par des pyramides à quatre faces. Deux des bords opposés du prisme sont ordinairement remplacés par de petites faces, ce qui le rend hexaèdre (1). La pesanteur spécifique de ce sel cristallisé est de 1.912, et de 1.3275 seulement lorsqu'il est à l'état où il se trouve communément dans le commerce (2). A la température de 15°.55 centig. il est soluble dans 2.28 parties d'eau, et en beaucoup plus grande proportion dans l'eau bouillante (3). Il s'effleurit à l'air ; il se fond par la chaleur, et perd promptement son eau de cristallisation. A une très-haute température son acide s'en sépare.

[*Composition.*] Les parties constituantes de ce sel sont, suivant Bergman et Kirwan, savoir :

---

(1) Bergman. II. 327.

(2) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVIII. 12.

(3) Bergman. II. 328.

Bergman.	Kirwan.	
40..............	20.5	Acide.
20..............	40.0	Oxide.
40..............	39.5	Eau.
100 (1)	100.0 (2)	

Ce sel privé de son eau de cristallisation, ou à l'état de sel *aride*, ainsi que le désigne Smithson, est composé, suivant lui, de

50	Acide.
50	Oxide.
100 (3)	

Cette différence si grande entre les résultats de ces analyses diverses, est probablement due en partie à ce que les chimistes ont jusqu'à présent confondu ensemble les deux variétés de ce sel.

4e. ESPÈCE. *Sulfite de zinc.*

Berthollet, Fourcroy et Vauquelin sont, jusqu'à présent, les seuls chimistes qui aient

(1) Bergman. II. 328.

(2) Kirwan, *on minerals Waters*, tab. IV.

(3) Phil. Trans. 1803, p. 21.

examiné les combinaisons de l'acide sulfureux avec les oxides métalliques. Nous savons par eux que la plupart des sulfites métalliques sont capables de se combiner avec une certaine quantité de soufre, et de former ainsi un *sulfite sulfuré*. C'est ce qui à lieu d'une manière remarquable à l'égard du sulfite de zinc.

1. *Sulfite sulfuré*. L'acide sulfureux attaque le zinc avec une très-grande violence. Il se produit de la chaleur et il se dégage du gaz hydrogène sulfuré. La dissolution a une saveur âcre, astringente et sulfureuse; exposée à l'air elle y prend la consistance du miel et dépose des cristaux fins et déliés, ayant la forme de prismes tétraèdres, terminés par des pyramides quadrangulaires. Ces cristaux sont, ainsi que l'ont prouvé Fourcroy et Vauquelin, du *sulfite sulfuré de zinc*. Ils sont dissolubles dans l'eau et dans l'alcool; ils blanchissent à l'air et s'y réduisent en une poussière blanche indissoluble dans l'eau. Au chalumeau le sel se boursoufle, répand une lumière éclatante, et forme des ramifications dendritiques. A la distillation il donne de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique et du soufre. Ce qui reste est de l'oxide de zinc mêlé d'un peu de sulfate de ce métal. Les acides

sulfurique, nitrique et muriatique, versés dans la dissolution dans l'eau du sulfite sulfuré de zinc, en séparent l'acide sulfureux et il se précipite du soufre. La théorie de la formation de ce sel est évidente ; pendant que la dissolution du zinc s'opère, l'eau et l'acide sulfureux sont décomposés. L'oxigène de l'une et de l'autre de ces substances se combine avec le métal; l'hydrogène se dégage en état de combinaison avec une portion du soufre de l'acide décomposé, et le reste de ce soufre se combine avec le sulfite de zinc, à mesure qu'il est formé.

2. *Sulfite de zinc.* L'acide sulfureux dissout l'oxide de zinc avec dégagement de calorique, mais sans effervescence. La dissolution donne des cristaux de sulfite de zinc. La saveur de ce sel est moins âcre, mais plus styptique que celle du sulfite sulfuré. Il est moins dissoluble dans l'eau et cristallise plus facilement. Il ne se dissout point dans l'alcool. Exposé à l'air il s'y convertit très-promptement en sulfate de zinc, tandis que le sulfite sulfuré y peut rester pendant longtems sans éprouver d'altération.

Lorsqu'on traite par l'acide sulfureux un mélange de soufre et d'oxide blanc de zinc, le produit est un sulfite sulfuré (1).

---

(1) Fourcroy. V. 380.

5e. Espèce. *Phosphate de zinc.*

L'acide phosphorique attaque le zinc avec effervescence, et le dissout complètement. La dissolution ne cristallise point, mais elle laisse par son évaporation une masse qui a de la ressemblance avec la gomme arabique et qui, au chalumeau, se fond en un verre transparent. Les alcalis précipitent cette dissolution en une poudre blanche, qui est un sous-phosphate de zinc, susceptible de se fondre, lorsqu'il est chauffé au rouge, en un verre demi transparent (1).

En fondant ensemble de l'acide phosphorique et du zinc, il y a oxidation du métal, et le phosphore est mis à nu (2).

6e. Espèce. *Carbonate de zinc.*

En tenant dans un vaisseau fermé de l'acide carbonique liquide avec du zinc, ou son oxide réduit en poudre fine, il se dissout une portion considérable du métal. En exposant cette dissolution à l'air elle s'y recouvre peu-à-peu

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 172.
(2) Gren's *Handbuch*. III. 600.

d'une pellicule irisée d'oxide de zinc (1). On peut obtenir le carbonate de zinc à l'état de poudre blanche, en précipitant par un carbonate alcalin une dissolution de zinc dans les acides.

Bergman avoit reconnu le premier, par l'analyse, que ce sel se trouve natif sous le nom de *calamine*; mais les inductions qu'il en avoit tirées furent contestées par les minéralogistes et considérées par la plupart d'entre eux comme erronées. Cependant elles ont été en dernier lieu pleinement confirmées par les expériences très-exactes de Smithson, dont il résulte évidemment qu'on a compris, sous le nom de calamine, différentes substances et entre autres le carbonate de zinc.

[*Composition.*] Suivant l'analyse de Bergman, le carbonate natif de zinc est composé de

28	Acide.
66	Oxide.
6	Eau.
100 (2)	

et d'après l'analyse de Smithson, ce carbonate *aride* contient,

(1) Bergman. I. 35.
(2) *Opusc.* II. 326.

1 Acide.
2 Oxide.

3 (1)

Lorsqu'il est avec son eau, la proportion des autres parties constituantes continue d'être la même. Smithson a fait voir que dans ce cas l'eau étant en état de combinaison avec l'oxide de zinc constitue un hydrate qui est composé de

3 Oxide.
1 Eau.

4 (2)

7e. ESPÈCE. *Fluate de zinc.*

L'action de l'acide fluorique sur le zinc est très-vive. Il y a émission de gaz hydrogène, oxidation et dissolution du métal. On connoît à peine les propriétés de ce fluate ainsi formé (3). On assure qu'il ne cristallise point.

8e. ESPÈCE. *Borate de zinc.*

L'acide boracique forme en se combinant

(1) Phil. Trans. 1803, p. 25.
(2) *Ibid.*
(3) Schéele, I, 35.

avec l'oxide de zinc, un sel insoluble qui est un *borate de zinc.* On peut précipiter ce sel en une poudre blanche, soit en ajoutant du borate de soude à des dissolutions de nitrate ou muriate de zinc, soit en mêlant de l'acide boracique avec le sulfate liquide de zinc. Ce borate fortement chauffé jaunit, et finit par se convertir en une scorie opaque (1).

III. Sels combustibles.

9e. ESPÈCE. *Acétate de zinc.*

Le zinc se dissout aisément dans l'acide acétique. Cette dissolution évaporée fournit des cristaux d'acétate de zinc, dont Glauber donna le premier la description. Ce sel a une saveur métallique amère : il cristallise en lames rhomboïdales ou hexagones, ayant l'apparence du talc. Il est soluble dans l'eau, et ne s'altère point à l'air ; mis sur des charbons ardens, il brûle avec une flamme bleue : ses produits à la distillation sont de l'eau, un liquide inflammable et un peu d'huile. Vers la fin de l'opération l'oxide de zinc se sublime (2).

---

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 251.
(2) Monnet.

M. Henry a dernièrement recommandé l'emploi de ce sel dans les cas d'inflammation.

10ᵉ. Espèce. *Succinate de zinc.*

La dissolution du zinc dans l'acide succinique s'opère avec effervescence ; elle produit par l'évaporation de longs cristaux fins et foliés. Les propriétés de ce sel n'ont pas été examinées (1).

11ᵉ. Espèce. *Benzoate de zinc.*

Le zinc se dissout facilement dans l'acide benzoïque, et produit ainsi des cristaux aiguillés solubles dans l'eau et dans l'alcool; le feu en volatilise l'acide (2).

12ᵉ. Espèce. *Oxalate de zinc.*

L'action de l'acide oxalique sur le zinc donne lieu à une très-vive effervescence. Il s'y dépose une poudre blanche qui est l'oxalate de zinc ; le même sel est précipité par l'acide oxalique des dissolutions de sulfate nitrate ou muriate

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 240.

(2) Trommsdorf, Ann. de chim. XI. 317.

de zinc ; le métal y entre pour les 0.75. L'oxalate de zinc se dissout très-difficilement dans l'eau, à moins qu'il ne soit avec excès d'acide (1).

13e. ESPÈCE. *Tartrate de zinc.*

L'acide tartarique agit avec effervescence sur le zinc. Il forme par sa combinaison avec ce métal un sel difficilement soluble dans l'eau, dont on n'a pas examiné les propriétés (2).

14e. ESPÈCE. *Citrate de zinc.*

L'action de l'acide citrique sur le zinc s'exerce avec effervescence. Il se dépose peu-à-peu dans la dissolution de ce métal par l'acide, de petits cristaux brillans de citrate de zinc. Leur saveur est styptique et métallique ; ils ne se dissolvent point dans l'eau. Ils sont composés de

50	Acide.
50	Oxide.
100 (3).	

(1) Bergman. I. 271.
(2) Académiciens de Dijon.
(3) Vauquelin, Fourcroy. VII. 209.

15e. ESPÈCE. *Malate de zinc.*

L'acide malique donne avec le zinc, qu'il dissout, de beaux cristaux de malate de zinc (1).

16e. ESPÈCE. *Lactate de zinc.*

La dissolution du zinc dans l'acide lactique, qui a lieu avec effervescence, produit un sel susceptible de cristalliser (2).

IV. Sels métalliques.

17e. ESPÈCE. *Arséniate de zinc.*

Lorsqu'on verse de l'acide arsenique sur du zinc, il y a effervescence et dégagement de gaz hydrogène arsenical; il se précipite une poussière noire qui est l'arsenic à l'état métallique. On voit ainsi que le zinc enlève à une portion de l'eau, et de l'acide arsenique leur oxigène. En distillant un mélange d'une partie de limaille de zinc, et de deux parties d'acide arsenique desséché, aussitôt que la cornue

(1) Schéele, Crell, Ann. II. 10. Engl. Trans.
(2) Schéele. II. 65.

devient rouge , il se produit une détonation violente qu'occasionne l'absorption rapide et soudaine de l'oxigène de l'acide par le zinc. L'arséniate de zinc peut être précipité par l'acide arsenique d'une dissolution d'acétate de zinc, ou par le mélange de dissolutions d'arséniates alcalins et de sulfate de zinc. Ce sel est sous la forme d'une poudre blanche insoluble dans l'eau (1).

18e., 19e. *et* 20e. ESPÈCES.

On peut obtenir de la même manière les tungstate, molybdate et chromate de zinc; ces sels sont également indissolubles dans l'eau. Les deux premiers sont blancs, et la couleur du dernier est un rouge orangé.

V. Sels triples.

21e. ESPÈCE. *Muriate d'ammoniaque et de zinc.*

En faisant bouillir du muriate d'ammoniaque sur de l'oxide blanc de zinc, il s'en dissout une portion considérable; mais à mesure que la dissolution refroidit, une portion de l'oxide

(1) Schéele. I. 181.

se dépose de nouveau. Ce qui reste de la dissolution n'est précipité, ni par les alcalis, ni par leurs carbonates. Ce sel triple ne s'obtient pas en cristaux (1).

22ᵉ. ESPÈCE. *Tartrate de potasse et de zinc.*

On peut former ce sel en faisant bouillir ensemble dans de l'eau, du tartre et de la limaille de zinc ; il est très-dissoluble dans l'eau et cristallise difficilement. Il n'est précipité de ses dissolutions ni par les alcalis, ni par leurs carbonates (2).

23ᵉ. ESPÈCE. *Sulfate de zinc et de fer.*

Ce sel se produit, soit par le mélange de dissolutions de sulfate de fer et de zinc, soit en dissolvant dans l'acide sulfurique étendu un mélange de fer et de zinc. Ses cristaux sont rhomboïdaux, de la figure, à-peu-près, de ceux du sulfate de zinc, mais leur couleur est d'un vert pâle. Leur saveur se rapproche beaucoup de celle du sulfate de zinc, et leur

---

(1) Thenard, Ann. de chim.

(2) Académiciens de Dijon ; et Thenard, Ann. de chim. XXXVIII. 35.

faculté de dissolubilité en diffère très-peu. Le zinc y entre en beaucoup plus grande proportion que le fer.

24e. ESPÈCE. *Sulfate de zinc et de cobalt.*

Ce sel, dont Link parla le premier, peut être produit en mettant du safre en digestion avec du sulfate de zinc. On obtient par l'évaporation de la liqueur, des cristaux en larges prismes tétraèdres qui s'effleurissent à l'air (1).

GENRE XV. *Sels de bismuth.*

Les sels de bismuth, ont trop peu occupé l'attention des chimistes pour que le métal, et ses combinaisons soient bien connus. Ils se distinguent par les propriétés suivantes.

[*Caractères.*] 1. La dissolution du bismuth dans les acides, est ordinairement sans couleur. Lorsqu'on y ajoute de l'eau, ce liquide y produit aussitôt un précipité blanc, qui consiste principalement dans l'oxide blanc de bismuth.

2. Le prussiate triple de potasse précipite en blanc, quelquefois avec une teinte de jaune, les dissolutions de bismuth.

(1) Crell, Ann. 1796. I. 52.

3. Avec l'hydrosulfure de potasse et l'hydrogène sulfuré, le précipité est noir.

4. Il est de couleur orangée par l'acide gallique, et l'infusion de noix de galle.

5. Une lame de cuivre ou d'étain, plongée dans une dissolution de bismuth, en précipite souvent ce dernier métal revivifié.

1re. ESPÈCE. *Nitrate de bismuth.*

L'acide nitrique exerce, lorsqu'il est concentré, une action très-violente sur le bismuth. Il se dégage une énorme quantité de gaz. La conversion du métal en un oxide blanc s'opère avec un dégagement de calorique si considérable, qu'on assure avoir même vu quelquefois jaillir des étincelles de feu du mélange; lorsque l'acide est étendu, cette action est beaucoup moins énergique, et l'oxide de bismuth se dissout dans l'acide à mesure qu'il se forme. La dissolution est sans couleur; elle donne par le refroidissement des cristaux blancs généralement attachés les uns aux autres en forme d'étoiles. Ce sont de petits prismes tétraèdres comprimés, terminés souvent par des sommets tétraèdres.

Ce sel exposé à l'air en attire un peu l'humidité. Il se recouvre à sa surface d'une pellicule d'oxide blanc; mis sur des charbons

ardens, il détone foiblement avec émission d'étincelles rouges, et laisse une poudre jaunâtre, qui n'est pas facilement réductible : en le triturant avec du phosphore, il se produit une détonation très-forte (1). Dès qu'on le met dans l'eau, il se décompose ; ce liquide absorbe son acide, et l'oxide blanc de bismuth, combiné avec une petite portion d'acide, se précipite. C'est par cette raison que des caractères tracés sur le papier avec une dissolution de nitrate de bismuth, invisibles d'abord, deviennent blancs et opaques, ainsi que Brugnatelli l'observa le premier, lorsqu'on trempe le papier dans l'eau (2).

En étendant d'eau la dissolution du bismuth dans l'acide nitrique, la plus grande partie du métal s'en sépare à l'état d'un sous-nitrate qu'on avoit autrefois désigné par le nom de *magistère de bismuth*.

Le composé, appelé *blanc de perle*, dont on fait un fréquent usage comme cosmétique, est un précipité opéré dans la dissolution du nitrate de bismuth par le muriate de soude, ou le tartre ; et par conséquent il est très-

(1) Brugnatelli, Ann. de chim. XXVIII. 73.
(2) *Ibid.* III. 296.

probable que ce *blanc de perle* est un sous-muriate; ou un tartrate de bismuth (1).

2e. ESPÈCE. *Muriate de bismuth.*

L'acide muriatique agit à peine à froid sur le bismuth, mais lorsqu'on le distille sur ce métal réduit en poudre, il l'oxide peu-à-peu, et le met à l'état d'une poudre blanche. On peut former aisément le muriate de bismuth en dissolvant ce métal dans les acides nitromuriatique ou oximuriatique. On dit qu'on obtient de la dissolution évaporée, de petits cristaux prismatiques. Lorsqu'après l'avoir évaporée à siccité, on en chauffe à un feu modéré le résidu, le muriate de bismuth se sublime en une masse concrète, épaisse, facilement fusible au feu, qu'on nommoit autrefois *beurre de bismuth*. On le préparoit aussi en distillant un mélange de deux parties d'oximuriate de mercure et d'une partie de bismuth; il restoit dans la cornue un amalgame de bismuth, et ce qu'on appeloit le *beurre*, se sublimoit (2).

(1) Black's *Lectures*. II. 595.
(2) Pott, Mém. par. 1795.

3e. ESPÈCE. *Sulfate de bismuth.*

L'acide sulfurique n'a aucune action à froid sur le bismuth ; mais à l'aide de la chaleur, il attaque le métal qui est changé en oxide blanc avec dégagement de gaz acide sulfureux ; et même, si cette chaleur est assez forte, il se sublime du soufre. En lavant avec de l'eau la masse saline ainsi formée, l'acide en est presqu'entièrement séparé en entraînant avec lui une très-petite portion de l'oxide ; cette eau de lavage donne par l'évaporation, de petits cristaux aiguillés qui sont décomposés, et dont la base est précipitée, dès qu'on essaie de les dissoudre dans l'eau.

4e. ESPÈCE. *Sulfite de bismuth.*

L'acide sulfureux ne produit aucun effet sur le bismuth, mais il s'unit à l'oxide de ce métal avec lequel il forme un sel indissoluble dans l'eau, lors même qu'il est avec excès d'acide. Ce sel a une saveur sulfureuse : au chalumeau il se fond en une masse jaune rougeâtre qui se réduit promptement sur le charbon en un globule métallique. A la distillation, l'acide sulfureux passe et tout l'oxide reste à l'état de pureté (1).

(1) Fourcroy. V. 204.

5e. Espèce. *Phosphate de bismuth.*

L'acide phosphorique n'attaque point le bismuth, mais il se combine avec l'oxide de ce métal nouvellement précipité par un alcali. Une portion du sel que forme cette combinaison reste à l'état d'une poudre blanche indissoluble; une autre portion est retenue en dissolution dans la liqueur, qui donne par l'évaporation, des cristaux dissolubles dans l'eau, et inaltérables à l'air (1). La poudre blanche est très-vraisemblablement un sous-phosphate de bismuth, et la portion cristallisée un surphosphate.

6e., 7e. *et* 8e. Espèces. *Carbonate*, *fluate*, *borate de bismuth.*

La nature des combinaisons de l'oxide de bismuth avec les acides carbonique, fluorique et boracique, n'est pas encore bien connue. On peut les former par le mélange de la dissolution du bismuth dans l'acide nitrique, avec des dissolutions de carbonates, fluates ou borates alcalins. Elles en précipitent les sels de bismuth sous la forme d'une poudre blanche.

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 177.

9

9e. ESPÈCE. *Acétate de bismuth.*

L'action de l'acide acétique sur le bismuth est très-foible, mais on obtient un acétate de bismuth, en mêlant ensemble des dissolutions de nitrate de bismuth et d'acétate de potasse. En chauffant le mélange, le précipité qui y avoit d'abord été formé est redissous, et il s'y dépose en même tems des cristaux fins, ayant l'apparence du talc, et beaucoup de ressemblance avec l'acide boracique. Morveau, à qui nous devons cette expérience, s'assura, en outre, que par une addition d'acide acétique, le nitrate de bismuth perd la propriété qu'il a de produire un précipité, lorsqu'il est étendu d'eau (1).

10e. ESPÈCE. *Succinate de bismuth.*

Le bismuth n'est point attaqué par l'acide succinique, mais à la chaleur de l'ébullition, cet acide dissout l'oxide du métal, et la dissolution fournit des lames jaunes cristallines de succinate de bismuth. Suivant Wenzel, la dissolution de ce sel dans l'eau ne précipite

(1) Encycl. méthod. chim. I, 10.

point avec les alcalis, et sa dissolution dans l'acide nitrique, n'est pas précipitée par l'eau (1).

11e. ESPÈCE. *Benzoate de bismuth.*

L'oxide de bismuth se dissout avec facilité dans l'acide benzoïque. On obtient de la dissolution des cristaux blancs aiguillés qui ne s'altèrent point à l'air. Ils sont solubles dans l'eau, et très-peu dans l'alcool; les acides sulfurique et muriatique décomposent ce sel: au feu son acide se volatilise (2).

12e. ESPÈCE. *Oxalate de bismuth.*

L'acide oxalique, qui agit à peine sur le bismuth, forme en se combinant avec son oxide un oxalate, sous la forme d'une poudre blanche peu soluble dans l'eau. En versant de l'acide oxalique dans une dissolution de nitrate de bismuth, il se précipite peu-à-peu dans le mélange de petits grains polygones, transparens, qui ont les mêmes propriétés que la poudre blanche, et qui ne

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 243.
(2) Trommsdorf, Ann. de chim. XI. 317.

deviennent point opaques, lorsqu'on les met dans l'eau (1).

13e. ESPÈCE. *Tartrate de bismuth.*

Il n'y a point d'action entre l'acide tartarique et le bismuth ; mais en versant de cet acide dans une dissolution du métal par les acides sulfurique, nitrique ou muriatique, le tartrate de bismuth se précipite à l'état d'une poudre blanche cristalline, insoluble dans l'eau (2).

14e. ESPÈCE. *Arséniate de bismuth.*

L'acide arsenique mis en digestion, à chaud, sur du bismuth, oxide ce métal, dont la surface se recouvre d'une poudre blanche qui est l'arséniate de bismuth ; il reste aussi en dissolution une partie de l'arséniate formé, mais par une addition d'eau, l'oxide est précipité. L'acide arsenique précipite l'arséniate de bismuth de la dissolution du nitrate de ce métal. Ce précipité en poudre blanche, se fond difficilement ; mais en le chauffant avec

(1) Bergman. I. 261.
(2) Gren, Handbuch. III. 300.

du charbon, l'arsenic se sublime et le bismuth est réduit (1).

L'arséniate de bismuth est une poudre de couleur blanche, et souvent avec une nuance de vert. Elle est insipide, insoluble dans l'eau, et dans l'acide nitrique, mais pouvant se dissoudre dans l'acide muriatique (2). En chauffant cet arséniate sur un charbon, l'odeur d'arsenic devient sensible. L'hydrogène sulfuré précipite le bismuth de la dissolution de l'arséniate de bismuth dans l'acide muriatique.

15e. ESPÈCE. *Molybdate de bismuth.*

L'acide molybdique précipite en blanc le muriate de bismuth, pourvu qu'il ne soit pas avec excès d'acide (3).

GENRE XVI. *Sels d'antimoine.*

L'antimoine est un de ceux des métaux, dont il paroît que les oxides entrent difficilement en combinaison, et dont les composés qu'ils forment avec les acides ont peu de permanence,

(1) Schéele. I. 84.
(2) Thenard, Ann. de chim. L. 120.
(3) Hatchett.

à moins qu'il n'y ait en même tems présence d'un alcali ou d'une terre. C'est à ces causes particulières qu'on doit attribuer le peu de progrès qu'on a faits jusqu'à présent dans la recherche de la nature des sels antimoniaux. Ils peuvent être distingués par les propriétés suivantes.

[*Caractères.*] 1. Leurs dissolutions sont ordinairement d'une couleur jaune brunâtre, et dans presque tous les cas, il s'y produit un précipité blanc, lorsqu'on les étend d'eau.

2. Le prussiate triple de potasse précipite en blanc ces dissolutions. Ce précipité, qui n'est autre chose que l'oxide du métal, y est occasionné par l'eau du prussiate. Il n'a pas lieu lorsque le prussiate triple qu'on emploie est à l'état de dissolution suffisamment concentrée, ou en cristaux. Cette propriété de l'antimoine lui est commune avec le platine (1).

3. Avec l'hydrosulfure de potasse, le précipité est de couleur orangé.

4. Il est blanc par l'acide gallique et l'infusion de noix de galle. C'est purement alors l'oxide du métal séparé par l'eau de l'infusion.

5. Une lame de fer, ou de zinc, plongée

(1) Klaproth, Crell, Ann. 1798. I. 90.

dans des dissolutions de sels antimoniaux, en précipite en grande abondance une poudre noire, et cet effet a lieu très-promptement si elles sont avec excès d'acide, et si elles ne sont pas trop concentrées.

I. Sels détonans.

1re. ESPÈCE. *Nitrate d'antimoine.*

L'action de l'acide nitrique sur l'antimoine est lente, l'acide et l'eau sont décomposés avec dégagement abondant de gaz nitreux; il se forme une portion considérable d'ammoniaque qui se combine avec l'acide, et le métal est changé en un oxide blanc, insoluble. Une portion de l'oxide reste en dissolution dans la liqueur, mais elle ne cristallise pas, et elle est promptement précipitée, lorsque l'acide est étendu.

II. Sels incombustibles.

2e. ESPÈCE. *Muriate d'antimoine.*

L'antimoine n'est pas attaqué d'abord par l'acide muriatique; mais lorsqu'on tient pendant longtems ce métal en contact avec l'acide, il s'y dissout par degrés. La dissolution,

de couleur jaune, donne par l'évaporation de petits cristaux aiguillés, qui sont sans doute un *muriate* d'antimoine, ou une combinaison de l'acide muriatique avec l'antimoine, au minimum d'oxidation.

L'acide muriatique dissout avec facilité les oxides d'antimoine ; mais c'est l'acide nitro-muriatique qu'on considère, comme étant de beaucoup, le meilleur dissolvant de ce métal. On peut regarder ses dissolutions dans cet acide, comme contenant un *oximuriate* d'antimoine, ou comme étant une combinaison de l'acide muriatique avec l'antimoine oxidé au maximum. Ce sel étoit autrefois connu sous le nom de ***beurre d'antimoine***. On le préparoit ordinairement en triturant ensemble une partie d'antimoine, et deux parties d'oximuriate de mercure, et en distillant ensuite ce mélange dans une cornue. A une chaleur médiocre. l'oximuriate d'antimoine passe ; il est à l'état d'une masse épaisse graisseuse, d'une couleur blanche grisâtre et souvent cristallisée en prismes tétraèdres. Ce sel est d'une causticité extrême, il se colore à l'air, et fond à une température très-peu élevée. Lorsqu'il est étendu d'eau, il se décompose en partie, et la plus grande portion s'en sépare sous la forme d'une poudre blanche, qu'on distin-

guoit anciennement par la dénomination de *poudre d'Algaroth.*

3e. ESPÈCE. *Sulfate d'antimoine.*

L'acide sulfurique ne produit aucun effet sur l'antimoine à froid, mais à la température de l'ébullition il oxide ce métal avec effervescence. Il y a dégagement de gaz acide sulfureux et même sublimation de soufre. Ce qui reste dans la cornue est une masse blanche, molle, évidemment composée du peroxide d'antimoine et d'acide sulfurique. L'eau en entraîne l'acide avec une petite portion de l'oxide, mais la plus grande partie de cet oxide reste sous la forme d'une poudre blanche. En faisant évaporer la dissolution, le reste de l'oxide se précipite de manière qu'on ne peut obtenir le sel cristallisé. La poudre blanche peut être considérée comme un sous-sulfate d'antimoine, car elle retient encore une portion d'acide.

4e. ESPÈCE. *Sulfite d'antimoine.*

Il n'y a aucune action à froid entre l'acide sulfureux et l'antimoine ; mais à chaud l'acide attaque le métal et le change en un oxide. L'acide sulfureux ajouté à une dissolution

d'antimoine dans l'acide muriatique précipite le sulfite d'antimoine à l'état d'une poudre blanche indissoluble. Cette poudre est d'une saveur âcre et astringente. Au feu elle se fond, elle est volatilisée et décomposée; elle donne, à la distillation à vaisseaux clos, de l'acide sulfureux, et le résidu en masse d'un brun rougeâtre, est vraisemblablement un hydrosulfure d'antimoine (1).

5e. ESPÈCE. *Phosphate d'antimoine.*

L'acide phosphorique n'agit point sur l'antimoine; mais il s'unit à son oxide et en dissout même une petite portion à l'aide de la chaleur. La dissolution ne cristallise pas; elle se prend par l'évaporation en une masse verte noirâtre qui, à une forte chaleur, se convertit en un verre transparent (2).

6e. ESPÈCE. *Carbonate d'antimoine.*

Ni l'antimoine ni aucun de ses oxides ne sont attaqués par l'acide carbonique, et le précipité de ce métal par un carbonate alcalin ne pèse pas plus que celui formé par un alcali

(1) Fourcroy, V. 251.

(2) Wenzel, Verwandtschaft, p. 178.

caustique (1). Ainsi on ne connoît pas jusqu'à présent de sel qu'on puisse considérer comme un carbonate d'antimoine.

7e. *et* 8e. ESPÈCES. *Fluate et borate d'antimoine.*

L'acide fluorique, sans action sur l'antimoine, forme avec son oxide un fluate qui n'a pas encore été examiné. L'acide boracique n'attaque pas non plus ce métal, mais le borax le précipite en une poudre blanche de ses dissolutions dans les acides (2).

III. Combustibles.

9e. ESPÈCE. *Acétate d'antimoine.*

L'acide acétique n'agit que sur l'oxide d'antimoine dont il dissout une petite portion, ainsi que l'a fait voir Morveau; et, suivant Wenzel, la dissolution donne de petits cristaux (3). Ce sel, dissoluble dans l'eau, fut employé comme émétique par Angelus Sala, et par quelques autres médecins après lui (4).

(1) Bergman. I. 37. II. 392.
(2) Gren's *Handbuch.* III. 630.
(3) Verwandtschaft, p. 158.
(4) Encycl. méth. chim. I. 6.

10e. ESPÈCE. *Succinate d'antimoine.*

L'acide succinique, qui n'a d'action que sur le protoxide d'antimoine, forme avec lui, en le dissolvant, un sel qui n'a pas été examiné.

11e. ESPÈCE. *Benzoate d'antimoine.*

La dissolution de l'oxide d'antimoine dans l'acide benzoïque s'opère facilement. Elle donne des cristaux qui se dessèchent à l'air et que le feu décompose (1).

12e. ESPÈCE. *Oxalate d'antimoine.*

L'acide oxalique attaque à peine l'antimoine, mais il dissout une petite portion de son oxide. La dissolution évaporée donne de petits grains cristallins qui se dissolvent difficilement dans l'eau. Le même sel est précipité par une addition d'acide oxalique à la dissolution de l'antimoine dans les acides acétique ou sulfurique, mais l'acide oxalique ne précipite point l'oximuriate d'antimoine (2).

(1) Trommsdorf, Ann. de chim. XI. 317.
(2) Bergman. I. 271.

13ᵉ. ESPÈCE. *Tartrate d'antimoine.*

L'acide tartarique dissout les oxides d'antimoine en petite proportion. La dissolution, qui cristallise à peine, se prend aisément en une gelée (1).

IV. *Sels métalliques.*

14ᵉ. ESPÈCE. *Arséniate d'antimoine.*

Lorsqu'on met ensemble en digestion de l'acide arsenique et de l'antimoine, il se sépare une poudre blanche qui consiste en un arséniate d'antimoine. Cette poudre, qui se dissout dans l'acide muriatique, est de nouveau précipitée de cette dissolution lorsqu'on l'étend d'une certaine quantité d'eau. On obtient le même sel par le mélange de dissolutions d'arséniates alcalins avec celle de l'antimoine dans les acides muriatique, tartarique ou acétique. Un mélange d'une partie d'antimoine et de trois parties d'acide arsenique, distillé dans une cornue, entre en fusion, et alors il prend feu. L'arsenic est sublimé et avec lui une masse rouge, et il s'exhale de l'acide sulfureux (2).

---

(1) Bergman. I. 27[illegible].
(2) Schéele. I. 184.

15e. ESPÈCE. *Molybdate d'antimoine.*

L'acide molybdique précipite le muriate d'antimoine blanc, pourvu qu'il ne soit pas avec excès d'acide (1).

V. *Sels triples.*

16e. ESPÈCE. *Phosphate de chaux et d'antimoine.*

Le docteur Pearson s'est assuré, par l'analyse qu'il en a faite, que le médicament bien connu sous le nom de *poudre de James*, est un composé d'acide phosphorique, de chaux et d'oxide d'antimoine. Nous pouvons donc considérer, comme un sel triple, cette poudre blanche qui est presque indissoluble dans l'eau, mais qui se dissout en partie dans les acides. On connoît l'énergie de son action comme émétique. Cette poudre a donné à l'analyse du docteur Pearson, environ

43	Phosphate de chaux.
57	Oxide d'antimoine.
100	

On peut préparer ce sel en calcinant au

(1) Hatchett.

blanc un mélange de parties égales de sulfure d'antimoine et de cendres d'os (1). M. Chenevix indique, comme moyen facile de l'obtenir en un précipité de forme pulvérulente, de dissoudre parties égales d'oxide blanc d'antimoine et de phosphate de chaux dans un minimum d'acide muriatique, et de verser la dissolution dans une suffisante quantité d'eau distillée chargée d'ammoniaque pure (2).

M. Chenevix ne considère pas cette poudre comme un composé, mais comme un mélange mécanique de phosphate de chaux et de sous-muriate d'antimoine.

Il est vraisemblable que la poudre de James varie dans ses parties constituantes. M. Pully, chimiste italien, en a récemment publié une analyse qui diffère dans ses résultats de celle du docteur Pearson, car il a obtenu de 19 décigrammes de cette poudre

Peroxide d'antimoine..................	7 décig.
Sulfate de potasse.....................	4.50
Phosphate de chaux	4
Potasse tenant du protoxide d'antimoine en dissolution......................	3.50
	19.00

(1) Phil. Trans. 1791, p. 317.
(2) Phil. Mag. XI. 110.

M. Pully indique, comme réussissant parfaitement pour la préparation de la poudre de James, la formule qui suit :

On mêle ensemble, savoir ;

Sulfure d'antimoine..................	2 parties.
Os calcinés..........................	1.50
Nitrate de potasse...................	4

Après avoir bien trituré ces substances mélangées, on les chauffe fortement dans un creuset couvert (1).

17[e]. ESPÈCE. *Tartrate de potasse et d'antimoine.*

[*Histoire.*] On fait beaucoup plus d'usage en Angleterre, comme médicament, de ce sel, qu'on appelle ordinairement *tartre émétique*, que de toutes les autres préparations antimoniales ensemble. Ce fut Adrien Mynsicht qui le fit connoître le premier dans son *thesaurus medico-chimicus*, publié en 1631 ; mais, selon toutes les probabilités, la préparation en avoit été indiquée dans un traité ayant pour titre : *methodus in pulverem*, qui parut en Italie en 1620. Dans cet ouvrage du docteur Cornachinus, on trouve l'exposé de la méthode de pré-

(1) Ann. de chim. LV. 74.

paration d'une poudre de l'invention de Dudley comte de Warwick, et qui étoit en grande renommée en Italie, à raison des cures merveilleuses qu'on avoit opérées en l'employant. Cette poudre étoit un composé de scammonée, de sulfure d'antimoine et de tartre, triturés ensemble. Les effets extraordinaires qu'elle avoit produits, devoient naturellement attirer l'attention des chimistes sur la combinaison des préparations antimoniales avec le tartre.

[*Préparation.*] On prépara d'abord le tartre émétique en faisant bouillir ensemble dans l'eau, du tartre, et ce qu'on appeloit alors le *crocus metallorum* (1). Après avoir filtré la liqueur, on l'évaporoit jusqu'à ce qu'elle donnât des cristaux. On substitua depuis le verre d'antimoine au crocus; mais il seroit superflu de donner ici l'énumération des diverses méthodes qui ont été adoptées et imaginées par les différens manipulateurs. Elles ont toutes été recueillies par Bergman qui les a décrites dans son Traité sur le *tartre antimonié* (2).

(1) Hydrosulfure impur, qu'on obtient en faisant détoner dans un creuset, parties égales en poids de sulfure d'antimoine et de nitrate de potasse, et en lavant ensuite le résidu dans l'eau jusqu'à ce qu'elle en sorte sans saveur.

(2) *Opusc.* I. 338.

On se sert généralement à présent du verre, ou dn peroxide d'antimoine. On mêle l'une ou l'autre de ces substances avec son poids égal de tartre, et on fait bouillir le mélange dans 10 ou 12 parties d'eau, jusqu'à ce que le tartre soit saturé. On filtre alors la liqueur et on l'évapore jusqu'à pellicule. Elle dépose par refroidissement des cristaux réguliers de tartre émétique. Thenard a observé qu'il reste toujours dans la dissolution du tartrate de potasse non combiné. Il ne faut donc pas pousser l'évaporation trop loin, autrement les cristaux de ce tartrate de potasse se mêleroient avec ceux du tartre émétique (1).

Le tartre émétique est blanc. Il cristallise en tétraèdres réguliers ; exposé à l'air il y perd peu-à-peu sa transparence et s'effleurit. Il est soluble dans 14.50 parties d'eau froide et dans environ 2 parties d'eau bouillante (2). Au feu ce sel se décompose ; son acide est détruit et il reste la potasse et l'oxide d'antimoine. Les terres alcalines, les alcalis et leurs carbonates, les hydrosulfures et plusieurs des métaux décomposent aussi le tartre émétique. Le même effet est encore produit sur ce sel par

(1) Ann. de chim. XXXVIII. 39.

(2) Buckhal, Ann. de chim. XLIX. 70.

des décoctions de plantes , particulièrement de celles qui sont astringentes et amères. Il ne faut donc jamais l'administrer comme médicament conjointement avec aucune de ces substances.

[*Composition.*] Ce sel paroît être composé, suivant l'analyse que Thenard en a faite, de

35.4	Acide tartarique.
39.6	Oxide.
16.7	Potasse.
8.3	Eau.
100.0	

ou de

56.3	Tartrate d'antimoine.
35.4	Tartrate de potasse.
8.3	Eau.
100.0 (1)	

Genre XVII. *Sels de tellure.*

Il y a trop peu de tems que le tellure est admis au nombre des métaux , et ce qu'on a pu en avoir jusqu'à présent étoit en trop petites quantités pour qu'on puisse supposer que les combinaisons qu'il est susceptible de former avec les acides soient bien

(1) Ann. de chim. XXXVIII. 39.

connues, on ne s'est encore assuré, relativement à la nature et aux propriétés distinctives de ces sels que des faits suivans :

[*Caractères*] 1. Les alcalis précipitent en blanc leur dissolution, et ce précipité disparoît de nouveau par une addition en excès de l'alcali.

2. Le prussiate triple de potasse n'y produit point de précipité.

3. L'hydrosulfure de potasse y en occasionne un de couleur brune ou noire.

4. Avec l'infusion de noix de galle le précipité est jaune et floconneux.

5. Le zinc, le fer, et l'antimoine plongés dans les dissolutions de sels de tellure, en séparent ce métal à l'état d'une poudre noire qui reprend, en la frottant, son éclat métallique (1).

1re. ESPÈCE. *Nitrate de tellure.*

L'acide nitrique dissout aisément le tellure. La dissolution est incolore et l'eau ne la trouble point. Elle donne lorsqu'elle est suffisamment concentrée, de petits cristaux dendritiques, blancs, légers et aiguillés (2).

(1) Klaproth, *Beitrage*. III. 1; et Crell, Ann. 1798. I. 98.
(2) Crell, Ann. 1798. I. 98.

2e. ESPÈCE. *Muriate de tellure.*

La dissolution du tellure s'opère avec facilité dans l'acide nitromuriatique. Elle est transparente; mais lorsqu'elle est étendue d'eau il s'y forme un précipité blanc d'oxide de tellure qui se redissout par une nouvelle addition d'eau. Lorsque la dissolution est précipitée par l'alcool et que la poudre blanche qui s'y dépose est convenablement lavée, elle ne contient plus qu'une très-petite proportion d'acide (1).

3e. ESPÈCE. *Sulfate de tellure.*

L'orsqu'on garde dans un vaisseau fermé un mélange d'une partie de tellure avec 100 parties d'acide sulfurique, le métal se dissout et donne à l'acide une couleur cramoisie. En versant de l'eau dans cette dissolution, la couleur disparoît et le métal est précipité en flocons noirs. La dissolution étant chauffée, la couleur disparoît également, et le métal en est séparé sous la forme d'une poudre blanche. Un mélange d'acide sulfurique étendu avec un peu d'acide nitrique, dissout une portion

(1) Klaproth, *Beitrage.* III. 13.

considérable de tellure. La dissolution est sans couleur et ne précipite point par l'eau (1).

GENRE XVIII. *Sels d'arsenic.*

L'arsenic est susceptible de devenir un acide, et même son oxide blanc a plusieurs propriétés acides. Il en résulte qu'il a plus de disposition à se combiner avec les bases métalliques qu'à former des sels par son union avec les acides. Cependant, comme plusieurs des acides ont la propriété de dissoudre ce métal, ce qu'on doit considérer comme des espèces de combinaisons, et que la connoissance des propriétés de ces dissolutions est quelquefois d'une grande importance dans les recherches minéralogiques, il paroît convenable d'en présenter ici l'exposé, et d'indiquer les caractères principaux qui peuvent faire distinguer les dissolutions d'arsenic.

[*Caractères.*] 1. Le prussiate triple de potasse précipite en blanc les dissolutions qui contiennent l'arsenic (2).

2. L'hydrosulfure de potasse produit un pré-

(1) Crell, Ann. 1798. I. 98.

(2) La dissolution de l'arsenic dans ceux des acides qui le font passer à cet état, n'est point troublée par le prussiate triple de potasse.

cipité jaune dans la dissolution des sels d'arsenic, ou au moins il la colore en jaune.

3. L'acide gallique et l'infusion de noix de galle, y produisent à peine quelque changement.

4. Par une addition d'eau il s'y forme un précipité blanc d'oxide d'arsenic (1) qui, chauffé avec du charbon, répand une fumée blanche ayant l'odeur d'arsenic.

1re. ESPÈCE. *Nitrate d'arsenic.*

L'acide nitrique attaque vivement l'arsenic, dont il opère la conversion en oxide blanc avec dégagement de gaz nitreux. Lorsque cet acide est étendu, il dissout l'oxide et le dépose de nouveau cristallisé et semblable à l'oxide blanc ; mais il est bien réellement alors en état de combinaison avec l'acide nitrique. Ce nitrate se dissout à peine dans l'eau ; au chalumeau il présente les mêmes phénomènes que le sulfate d'arsenic, mais il se dissipe plus rapidement (2).

---

(1) Excepté lorsque l'arsenic est converti en acide.

(2) Bergman. II, 293.

2ᵉ. ESPÈCE. *Muriate d'arsenic.*

Il s'exerce à peine aucune action à froid entre l'arsenic et l'acide muriatique ; mais à chaud cet acide dissout le métal avec facilité, et il se dégage en même tems du gaz hydrogène arseniqué. La dissolution de l'oxide blanc d'arsenic s'opère promptement aussi dans l'acide muriatique, et spécialement lorsqu'il est mêlé avec un peu d'acide nitrique. A la température de l'ébullition, l'acide muriatique peut prendre jusqu'aux 0.33 de son poids d'oxide blanc ; mais la plus grande partie s'en précipite par le refroidissement de la dissolution; et par une addition d'eau, on en sépare presque tout ce qui y étoit resté. On peut, d'après les expériences de Bergman, obtenir le muriate d'arsenic en cristaux. Ce sel est très-volatil et se dissout difficilement dans l'eau (1).

On peut aussi former le muriate d'arsenic en triturant ensemble parties égales d'oximuriate de mercure et d'oxide d'arsenic, ou d'arsenic métallique, et en distillant le mélange à un feu ménagé. Il passe une liqueur transparente, de consistance huileuse, dont une partie se

(1) Bergman. II. 294.

congèle dans le récipient. Cette substance est le muriate d'arsenic. Elle fut décrite par Lémery et par plusieurs autres sous le nom de *beurre d'arsenic*, ou *huile corrosive d'arsenic*.

3e. Espèce. *Sulfate d'arsenic.*

Ce n'est qu'à l'aide de la chaleur que l'acide sulfurique peut agir sur l'arsenic. Il le convertit alors en un oxide blanc, et il se dégage du gaz acide sulfureux. La dissolution ne retient qu'une petite portion de l'oxide. L'acide sulfurique dissout également, à la chaleur de l'eau bouillante, un peu de l'oxide blanc d'arsenic; mais cet oxide se précipite sous la forme de petits grains cristallins à mesure que l'acide refroidit. Ces grains sont un sulfate d'arsenic; ils sont beaucoup moins dissolubles dans l'eau que l'oxide d'arsenic. Au chalumeau ils exhalent un fumée blanche et se fondent en un globule qui s'évapore lentement (1).

Surplus des autres espèces.

[*Phosphate.*] 4. Il n'y a point d'action entre l'acide phosphorique et l'arsenic; mais cet acide

(1) Bergman. II. 293.

dissout l'oxide blanc du métal, et la dissolution donne des cristaux, grenus, de phosphate d'arsenic, dont on n'a point examiné les propriétés (1).

[*Fluate.*] 5. L'acide fluorique forme avec l'oxide blanc d'arsenic, qu'il dissout, de petits cristaux grenus, sur la nature desquels on n'a fait aucunes recherches.

[*Borate.*] 6. L'acide boracique se combine avec l'oxide blanc d'arsenic. On obtient de la dissolution évaporée un borate d'arsenic, en partie sous la forme d'une poudre blanche et en partie en aiguilles (2).

[*Acétate.*] 7. L'acide acétique n'a d'action que sur l'oxide blanc d'arsenic qu'il dissout, et avec lequel il forme un sel en cristaux qui se dissolvent à peine dans l'eau.

[*Benzoate.*] 8. La dissolution de l'oxide blanc d'arsenic dans l'acide benzoïque donne par son évaporation des cristaux en plumes très-fines, dissolubles dans l'eau. Ce sel est d'une saveur acide et âcre. Les alcalis ne précipitent point sa dissolution. A un feu modéré il se sublime, une forte chaleur le décompose (3).

---

(1) Bergman. II. 295.
(2) Bergman. II. 295; Gren. III. 590.
(3) Trommsdorf.

[*Oxalate et tartrate.*] 9. Les acides oxalique et tartarique dissolvent l'un et l'autre l'oxide blanc d'arsenic. Ces dissolutions produisent, par évaporation, des cristaux prismatiques, dont les propriétés ne sont pas connues (1).

[*Arséniate.*] 10. L'acide arsenique forme, en se combinant avec l'oxide blanc d'arsenic, des cristaux grenus très-peu solubles dans l'eau (2).

Les autres sels d'arsenic sont entièrement inconnus.

GENRE XIX. *Sels de cobalt.*

Les sels de cobalt ont attiré l'attention des chimistes, à raison de la propriété qu'ont quelques-uns de ces composés de changer de couleur lorsqu'ils sont chauffés, et de pouvoir former ainsi ce qu'on a appelé une *encre sympathique.* On donne, en général, cette dénomination à tout liquide avec lequel on peut tracer sur le papier des caractères qui, d'abord incolores et invisibles, deviennent colorés et se distinguent au moyen de certains procédés. On désigne également par cette qualification ceux des liquides dont, par quelques opérations,

(1) Bergman. II. 295.
(2) *Ibid.*

les traces sur le papier sont susceptibles de changer de couleur. Il est probable que les chimistes n'avoient pas eu jusqu'à présent l'occasion d'examiner souvent les sels purs de cobalt, car plusieurs des autres métaux y adhèrent si fortement, qu'il est très-difficile d'obtenir ce métal à l'état de pureté parfaite. On peut en reconnoître les sels aux propriétés qu'ils ont.

[*Caractères.*] 1. D'être, pour la plupart, solubles dans l'eau, et de former ainsi, au moins lorsqu'ils sont neutres, un liquide de couleur rougeâtre (1).

2. D'être précipités en bleu de leurs dissolutions par les alcalis (2).

3. De l'être en jaune brunâtre, souvent avec une nuance de bleu, par le prussiate triple de potasse.

4. De produire, par l'hydrosulfure de potasse, versé dans leur dissolution, un précipité qui se redissout par une addition de

(1) La dissolution concentrée du cobalt dans l'acide muriatique est d'une couleur verte bleuâtre, tout aussi longtems qu'elle est avec excès d'acide.

(2) Lorsque le cobalt contient de l'acide arsenique, ou lorsqu'il est dissous dans cet acide, le précipité par les alcalis est d'un brun rougeâtre.

l'hydrosulfure. Le gaz hydrogène sulfuré ne précipite point ces dissolutions (1).

5. De donner un précipité blanc jaunâtre par une addition de teinture de noix de galle à leur dissolution, et de n'éprouver aucun changement par l'acide gallique.

6. Le cobalt n'est pas précipité par le zinc de ses dissolutions dans les acides.

1re. ESPÈCE. *Nitrate de cobalt.*

L'acide nitrique, aidé par la chaleur, agit sur le cobalt. La dissolution de couleur rouge, donne, par l'évaporation, de petits cristaux prismatiques rougeâtres, qui sont déliquescens à l'air, et se décomposent au feu en laissant une poudre d'un rouge foncé.

2e. ESPÈCE. *Muriate de cobalt.*

L'acide muriatique attaque difficilement le cobalt, même avec le secours de la chaleur; mais par l'addition d'un peu d'acide nitrique, la dissolution s'opère facilement. L'acide muriatique dissout avec effervescence et dégagement

(1) Proust, Ann. de chim. XXV. 54.

de gaz acide oximuriatique le peroxide de cobalt. La dissolution, concentrée, est d'une belle couleur verte, mais elle devient rouge lorsqu'elle est étendue d'eau. Elle donne, par une évaporation convenable, de petits cristaux déliquescens de muriate de cobalt.

[*Encre de sympathie.*] C'est avec la dissolution de ce sel qu'on forma la première de toutes les encres de sympathie, et la mieux connue. On étend d'eau la dissolution jusqu'à ce que sa couleur soit presqu'entièrement disparue. On écrit alors avec cette liqueur sur du papier blanc. Les caractères qu'on y a tracés sont invisibles à froid; mais si on chauffe légèrement le papier, ils prennent une belle couleur verte qui disparoît de nouveau lorsque le papier refroidit. On peut reproduire cet effet à volonté, mais il faut avoir soin de ne pas trop chauffer le papier, car alors l'écriture prend une couleur brune qui ne disparoît plus. Klaproth assure que la couleur de la dissolution de cobalt ne passe ainsi au vert que parce que ce métal contient du fer. S'il étoit pur ce seroit, suivant lui, la couleur bleue que la chaleur donneroit aux caractères (1).

(1) Klaproth, *Observations on the fossils of Cornwall*, p. 64. Engl. Trans.

Waitz est le premier qui fit connoître cette encre sympathique en 1705 (1). Teichmeyer en donna de nouveau la description en 1731 (2); et Hellot, pour la troisième fois, en 1737 (3). On n'a pas encore donné d'explication satisfaisante de la cause de ce changement de couleur ; et comme il a également lieu à vaisseaux fermés, il n'est guère possible de l'attribuer à l'action de l'air, ou à l'effet de l'humidité. On le suppose actuellement dû, sans en avoir aucune preuve directe, à ce que l'oxide de cobalt est en partie désoxidé par la chaleur, et qu'il réabsorbe de l'oxigène en refroidissant.

Mais il est probable que cette supposition n'est pas fondée. Thenard a observé avec raison que l'apparence de la couleur verte, lorsque le papier est chauffé, résulte de la concentration de la dissolution, et que sa disparition par le refroidissement provient de ce qu'elle s'étend de nouveau en reprenant à l'air l'humidité qu'elle avoit perdue (4). Cette cause est donc exactement la même que celle qui fait passer au rouge la couleur verte de la dissolution

(1) Wiegleb's *Geschichte*. I. 126.
(2) *Commerc. litterarum*, p. 91.
(3) Mém. part., 1737.
(4) Ann. de chim. XLII. 214.

lorsqu'elle est étendue d'eau; mais il reste encore à assigner la cause de ce changement.

3e. ESPÈCE. *Sulfate de cobalt.*

Il faut que l'acide sulfurique soit bouillant pour qu'il puisse exercer quelque action sur le cobalt. Il se dégage du gaz acide sulfureux, et il reste une masse rouge brunâtre qui se dissout facilement dans l'eau. La dissolution du peroxide de cobalt dans l'acide sulfurique ne s'opère qu'avec peine et à la longue; elle est accompagnée d'émission de bulles, que Thenard suppose être du gaz oxigène (1). La dissolution, toujours de couleur rose, donne, par l'évaporation, de petits cristaux en aiguilles, formés de prismes rhomboïdaux terminés par des sommets dièdres. Ce sel est de couleur rougeâtre; il se dissout dans 24 parties d'eau et n'est pas soluble dans l'alcool (2). Au feu il se fond, se boursoufle, et est décomposé en laissant l'oxide de cobalt de couleur bleu foncé.

Le sulfate de cobalt est composé, suivant l'analyse que Bucholz en a faite, de

(1) Thenard, Ann. de chim. XLII. 211.
(2) Gren's *Handbuch*. III. 524.

26 Acide.
30 Oxide.
44 Eau.

100 (1)

Surplus des espèces.

[*Phosphate*] 4. L'acide phosphorique n'attaque point le cobalt, mais il produit avec ses oxides, en les dissolvant, une liqueur d'un rouge vineux foncé (2).

[*Carbonate.*] 5. Les carbonates d'alcalis fixes précipitent les dissolutions de cobalt en une poudre bleue rougeâtre qui est un carbonate insoluble contenant, suivant Bergman, les 0.125 de son poids d'acide carbonique (3).

[*Fluate.*] 6. L'acide fluorique forme avec l'oxide de cobalt, qu'il dissout, un liquide gélatineux de couleur jaune (4).

[*Borate.*] 7. L'acide boracique n'a point d'action sur le cobalt, mais il précipite ce

(1) *Beitrage.* III. 30.

(2) Gren's *Handbuch.* III. 528.

(3) *Opusc.* II. p. 388 et 292. Il contient de l'acide arsenique, ainsi que le manifeste évidemment sa couleur rouge.

(4) Schéele. I. 35.

métal de sa dissolution dans les autres acides; à l'état d'une poudre rougeâtre à peine dissoluble dans l'eau. Au feu ce borate se fond en un verre de couleur bleu foncé (1).

[*Acétate.*] 8. La dissolution de l'oxide de cobalt dans l'acide acétique a facilement lieu. Elle ne fournit point de cristaux, et lorsqu'elle a été évaporée jusqu'à siccité, le résidu redevient promptement liquide par la propriété qu'il a d'être déliquescent. Cette dissolution, d'un beau rouge lorsqu'elle est froide, devient bleue lorsqu'on la chauffe (2). Elle forme une encre de sympathie. Les caractères qu'elle sert à tracer, invisibles à froid, prennent par la chaleur une couleur bleue (3).

[*Oxalate*] 9. L'acide oxalique convertit le cobalt en une poudre rouge qui est l'oxalate de ce métal. Ce sel est indissoluble dans l'eau, mais il se dissout dans un excès de son acide et cristallise. L'acide oxalique précipite l'oxalate de cobalt de la dissolution de ce métal dans la plupart des acides (4).

[*Tartrate*] 10. L'acide tartarique n'agit

(1) Wenzel, Verwandtschaft, p. 258.
(2) *Ibid.* p. 150.
(3) Ilseman, Crell, Ann. 1785. II. 25.
(4) Bergman. I. 270.

que sur l'oxide de cobalt. Il en résulte une dissolution de couleur rouge qui ne donne point de cristaux (1). En versant une dissolution de tartrate de potasse dans des dissolutions de cobalt, elle en précipite les arséniates de fer et de bismuth qu'elles peuvent contenir, et ces arséniates entraînent avec eux une portion du cobalt. La liqueur produit, par une évaporation spontanée, de larges cristaux rhomboïdaux de tartrate de potasse et de cobalt.

[*Arséniate.*] 11. L'acide arsenique mis en digestion avec le cobalt se colore en rouge, mais il ne dissout pas complètement le métal. L'acide arsenique ne précipite point le cobalt de sa dissolution dans les acides, mais avec les arséniates alcalins il s'y forme un précipité rouge qui est l'arséniate de cobalt (2). Ce sel se trouve natif, quelquefois à l'état d'efflorescence, d'un beau rouge, et quelquefois aussi cristallisé en petits prismes à quatre faces, ou en tables.

12e. ESPÈCE. *Nitrate d'ammoniaque et de cobalt.*

On sait qu'en sur-saturant d'ammoniaque une dissolution du cobalt dans l'acide nitrique, il

(1) Gren. III. 128.
(2) Schéele, I. 186.

ne se manifeste point de précipité; lorsqu'après avoir évaporé cette dissolution à siccité, on traite le résidu avec de l'eau, on a une liqueur rouge qui, par une évaporation lente, cristallise en cubes réguliers de cette même couleur. Ces cristaux sont un sel triple composé d'acide nitrique, d'ammoniaque et d'oxide de cobalt. Thenard est le premier qui les ait distingués; leur saveur est urineuse. Ils ne s'altèrent point à l'air. Au feu ils brûlent avec une flamme blanche jaunâtre, comme le nitrate d'ammoniaque, et laissent un oxide de cobalt; leur dissolution dans l'eau n'est précipitée ni par les alcalis ni par les terres, mais en les faisant bouillir avec de la potasse, l'ammoniaque se dégage et l'oxide de cobalt est précipité (1).

GENRE XX. *Sels de manganèse.*

C'est aux travaux de Bergman et de Schéele, et à leurs recherches sur l'oxide de manganèse que nous devons la connoissance de tout ce que nous savons, même à présent, sur la nature et les propriétés des sels de ce genre.

On peut en établir la distinction par les propriétés suivantes :

(1) Thenard, Ann. de chim. XLII. 245.

1. Ils sont presque tous dissolubles dans l'eau, et leur dissolution dans ce liquide, traitée avec les alcalis fixes, dépose un précipité de couleur blanche ou rougeâtre, qui passe très-promptement au noir par son exposition à l'air.

2. Le prussiate triple de potasse précipite en blanc jaunâtre les dissolutions de manganèse.

3. Avec l'hydrosulfure de potasse le précipité est blanc, l'hydrogène sulfuré rend la dissolution plus blanche, mais il n'y produit point de précipité.

4. Par l'acide gallique il ne s'y en forme pas non plus.

5. Le manganèse n'est précipité de sa dissolution à l'état métallique par aucun des autres métaux.

1re. ESPÈCE. *Nitrate de manganèse.*

Le manganèse se dissout dans l'acide nitrique avec effervescence, occasionnée par le dégagement de gaz nitreux. L'oxide blanc de ce métal se dissout facilement aussi dans l'acide nitrique, et sans émission d'aucun gaz; mais cet acide n'a que très-peu d'action sur l'oxide noir, quoique, par une très-longue digestion, il finisse par le

dissoudre en partie. La dissolution s'opère beaucoup plus promptement si l'on ajoute au mélange en digestion, du sucre, de la gomme, ou toute autre substance semblable, et il se dégage en même tems une grande quantité de gaz acide carbonique. On voit ainsi qu'il faut que l'oxide noir ait cédé une portion de son oxigène avant que l'acide nitrique puisse le dissoudre. L'acide nitreux agit avec beaucoup plus de rapidité sur l'oxide noir, et il est converti entièrement en acide nitrique. La dissolution, de quelque manière qu'elle ait été opérée, est toujours sans couleur, si le manganèse est pur ; d'où l'on peut conclure qu'elle ne contient que l'oxide blanc. De sorte, qu'on n'a pas jusqu'à présent reconnu de combinaison de l'acide nitrique avec le manganèse qui parut être à l'état *d'oxinitrate* de ce métal. Cette dissolution ne cristallise point quelque prolongée que puisse être son évaporation en la conduisant très-lentement. La chaleur la décompose et laisse l'oxide (1).

2e. ESPÈCE. *Muriate de manganèse.*

La dissolution du manganèse dans l'acide

(1) Schéele. I. 43, 64; et Bergman. II. 216.

muriatique a lieu très-facilement. Il y a effervescence et dégagement de gaz hydrogène. Cet acide dissout l'oxide blanc du métal sans effervescence, et la dissolution est sans couleur. En tenant l'acide muriatique en digestion à froid sur l'oxide noir, il s'en dissout une portion. La liqueur est rouge et dépose, lorsqu'elle est étendue d'eau, un oxide de même couleur. En chauffant le mélange d'oxide noir de manganèse et d'acide muriatique, il se produit une vive effervescence, et il se dégage du gaz acide oximuriatique. L'oxide devient blanc et se dissout peu-à-peu. Dans ce cas l'acide se partage en deux portions dont l'une, en absorbant l'oxigène de l'oxide noir, se dégage à l'état de gaz acide oximuriatique, et dont l'autre dissout l'oxide blanc à mesure qu'il devient tel par la décomposition de l'oxide noir. Si on ajoute du sucre, ou toute autre substance végétale semblable, ce n'est plus du gaz acide oximuriatique qui se dégage, mais du gaz acide carbonique. Il résulte évidemment de ces faits que l'acide muriatique se combine avec les oxides blanc et rouge de manganèse, et que, par conséquent il forme avec eux des *muriate* et *oximuriate* de ce métal ; mais les propriétés de ces sels sont à peine connues. Le muriate cristallise difficilement,

suivant Bergman. Le résidu de son évaporation à siccité est une masse saline qui attire l'humidité de l'air et s'y résout en liqueur. La dissolution de l'oximuriate est de couleur rouge; et il semble être en partie décomposé par l'eau (1).

3e. ESPÈCE. *Manganèse sulfaté.*

L'acide sulfurique agit avec beaucoup d'énergie sur le manganèse et spécialement lorsqu'il est étendu de deux ou trois fois son poids d'eau. La dissolution est sans couleur. Cet acide dissout aussi avec la même facilité les oxides blanc et rouge du manganèse, mais il n'a aucune action sur l'oxide noir, si ce n'est à l'aide de la chaleur. Dans ce cas il se dégage du gaz oxigène en abondance et l'oxide est dissous. La même dissolution a lieu, sans émission de gaz, lorsqu'on ajoute du sucre au mélange. On peut observer d'après ces faits, que l'oxide noir ne peut pas entrer en combinaison avec l'acide sulfurique, puisqu'il perd toujours une portion de son oxigène avant d'être attaqué par cet acide; mais au moyen de ce que l'acide sulfurique dissout et forme

(1) Bergman. II. 217. — Schéele. I. 46 et 67.

des sels avec les oxides blanc et rouge, il en résulte qu'il existe deux états de combinaison de cet acide avec le manganèse : dans le premier avec l'oxide blanc, c'est le *sulfate* de ce métal; et dans le second, avec l'oxide rouge, c'est l'*oxisulfate*.

1. *Sulfate de manganèse.* On obtient ce sel à l'état de pureté en dissolvant le manganèse dans l'acide sulfurique étendu, ou en formant cette dissolution avec l'oxide noir du métal avec addition en même tems d'un peu de sucre. La dissolution est sans couleur. Elle donne par l'évaporation des cristaux de sulfate de manganèse, rhomboïdaux, et transparens. La saveur de ces cristaux est très-amère. Ils sont décomposés par la chaleur qui en dégage l'acide. Les alcalis en précipitent le manganèse à l'état d'oxide blanc (1).

2. *Oxisulfate de manganèse.* On peut former ce sel en distillant de l'acide sulfurique sur de l'oxide noir de manganèse, et en lavant le résidu avec de l'eau. Ce liquide se colore en rouge ou plutôt en violet, en dissolvant l'oxisulfate de manganèse. Cette dissolution qui cristallise difficilement se prend en une gelée. Les cristaux qui s'y trouvent mêlés

(1) Bergman. II. 210.

en très-petit nombre sont mous et n'ont que peu de permanence. L'oxisulfate de manganèse se dissout très-facilement dans l'eau. La dissolution étant évaporée à siccité, il se forme à sa surface une croûte saline, rouge, mince, qui s'en précipite successivement, et qui devient difficilement déliquescente. Les alcalis en précipitent le manganèse à l'état d'un oxide rouge qui noircit promptement à l'air (1).

L'acide sulfureux dissout facilement l'oxide noir de manganèse avec lequel il forme, ainsi que Schéele s'en est assuré, un sulfate de ce métal (2). Il est clair que dans ce cas l'acide sulfureux enlève à l'oxide noir de manganèse une portion de son oxigène et devient alors acide sulfurique, tandis que par la perte de cette portion de son oxigène, l'oxide noir est converti en oxide blanc. L'état de permanence du sulfate de manganèse ainsi produit par l'action de l'acide sulfureux sur les oxides de ce métal, n'a pas été constaté.

Hauffman a dernièrement proposé l'emploi du sulfate de manganèse, pour former une couleur à marquer les toiles qui ne soit pas susceptible de s'effacer, et qui puisse résister

(1) Bergman. II. 215.

(2) Schéele. I. 43.

à l'action de l'acide oximuriatique. Après avoir dissous ce sulfate dans l'eau, on épaissit la dissolution jusqu'à consistance convenable, en y ajoutant de la gomme et une matière colorante végétale ; on l'applique ainsi sur la toile qu'on passe alors dans une lessive alcaline dont l'effet est d'y précipiter l'oxide de manganèse. La couleur de cet oxide devient d'un brun jaunâtre par l'action de l'acide oximuriatique (1).

4e. Espèce. *Phosphate de manganèse.*

L'acide phosphorique n'agit que foiblement sur le manganèse ou sur ses oxides, les sels qui résultent de cette action étant très-peu dissolubles dans l'eau ; mais on peut obtenir le phosphate de manganèse sous forme de précipité, en mêlant ensemble la dissolution d'un phosphate alcalin avec celle du manganèse dans l'un des trois acides minéraux (2). Ce sel n'a pas été examiné.

5e. Espèce. *Carbonate de manganèse.*

L'acide carbonique liquide attaque le man-

(1) Ann. de chim. LIII. 208.

(2) Schéele. I. 48; Bergman. II. 219.

ganèse ou son oxide noir, et il dissout une petite portion de l'un et de l'autre. Cette dissolution étant exposée à l'air, l'acide s'en dégage peu-à-peu, et il se forme à sa surface une pellicule blanche qui est l'oxide blanc. La dissolution du manganèse dans l'acide carbonique exhale pendant qu'elle a lieu une odeur sensible de graisse brûlée (1).

6e. *et* 7e. ESPÈCES. *Fluate et borate de manganèse.*

Les acides fluorique et boracique forment également avec les oxides de manganèse, des sels peu solubles dans l'eau, sur la nature desquels on n'a pas fait beaucoup de recherches. L'action de ces acides sur le manganèse et ses oxides est très-foible; mais on obtient facilement le fluate ou le borate de manganèse en mêlant ensemble des dissolutions de fluates ou de borates alcalins avec une dissolution de sulfate ou de muriate de manganèse.

Surplus des espèces.

[*Acétate*] 8. L'acide acétique ne produit que peu d'effet sur le manganèse par son action immédiate; mais lorsqu'il a été tenu pen-

(1) Bergman. I. 35; et Schéele. I. 51.

dant longtems en digestion sur ce métal ou sur son oxide noir, il dissout une petite portion de l'un et de l'autre. La dissolution ne donne point de cristaux, et le résidu de son évaporation à siccité redevient promptement liquide par déliquescence (1). Vauquelin s'est servi de l'acide acétique pour séparer le fer du manganèse. Lorsqu'après avoir dissous un mélange de ces deux métaux dans l'acide acétique, on évapore la dissolution à siccité, l'acide abandonne le fer et retient le manganèse. L'eau dissout l'acétate de manganèse et laisse l'oxide de fer qu'on en sépare en filtrant la liqueur. Deux ou trois évaporations et dissolutions successives suffisent pour opérer la séparation complète des deux métaux (2).

[*Benzoate.*] 9. L'oxide blanc de manganèse est aisément dissous par l'acide benzoïque. Cette dissolution donne de petits cristaux écailleux, très-solubles dans l'eau, et peu dans l'alcool. Ils ne s'altèrent point à l'air (3).

[*Succinate.*] 10. En ajoutant un succinate d'alcali fixe à une dissolution neutre de manganèse, il ne se forme point de précipité; mais s'il y a

(1) Bergman. II. 219.
(2) Ann. de chim. XLI. 249.
(3) Trommsdorf, Ann. de chim. XI. 317.

présence de fer, ce métal se dépose en état de combinaison avec l'acide succinique. C'est par cette raison que Gehlen a proposé l'emploi d'un succinate alcalin comme le meilleur moyen pour opérer la séparation du fer d'avec le manganèse.

[*Oxalate.*] 11. L'acide oxalique attaque le manganèse et son oxide noir s'y dissout avec effervescence. La dissolution, lorsqu'elle est saturée, dépose l'oxalate de manganèse sous la forme d'une poudre blanche. L'acide oxalique précipite la même poudre de la dissolution du manganèse dans les acides sulfurique, nitrique ou muriatique (1).

[*Tartrate.*] 12. La dissolution à froid de l'oxide noir de manganèse dans l'acide tartarique, est de couleur noirâtre. A chaud, l'action de cet acide est accompagnée d'effervescence due à la décomposition d'une partie de l'oxide, ainsi qu'au dégagement de gaz acide carbonique; et la dissolution devient incolore.

[*Citrate.*] 13. L'acide citrique se comporte avec l'oxide noir de manganèse exactement de la même manière que l'acide tartarique (2).

[*Arséniate.*] 14. L'acide arsenique dissout

(1) Bergman. I. 272; et II. 219.

(2) *Ibid.* II. 220.

avec facilité l'oxide blanc de manganèse. La dissolution, lorsqu'elle approche de son terme de saturation, s'épaissit et dépose de petits cristaux qui s'en séparent. Ces cristaux sont l'arséniate de manganèse. On les précipite par un arséniate alcalin de la dissolution du manganèse dans un acide. Au feu, ils ne se fondent point, et l'arsenic ne se sublime que lorsqu'ils sont mêlés avec du charbon (1).

15e. ESPÈCE. *Tartrate de potasse et de manganèse.*

Lorsqu'on ajoute du tartrate de potasse à une dissolution de manganèse, ce mélange ne produit immédiatement aucun changement; mais si on le laisse en repos, il s'y dépose peu-à-peu un grand nombre de petits cristaux prismatiques, d'une couleur brune rougeâtre, qui consistent en une combinaison du tartrate de potasse avec l'oxide de manganèse. Ces cristaux sont peu dissolubles dans l'eau. La chaleur les décompose en détruisant l'acide. Richter indiqua la formation de ce sel comme un des meilleurs moyens de se procurer un oxide de manganèse à l'état de pureté; mais le succinate de potasse remplit mieux cet objet en opérant

(1) Schéele, I. 188.

la séparation du fer, le seul des métaux qui accompagne le plus ordinairement le manganèse.

GENRE XXI. *Sels de chrôme.*

Les sels de ce genre ne sont encore que très-peu connus. On n'a pu obtenir jusqu'à présent le chrôme à l'état métallique en quantités suffisantes pour en examiner convenablement les propriétés, et observer les effets que peut produire sur lui l'action des acides. C'est aux recherches de Richter (1) et de Godon (2) que nous devons le petit nombre de faits et de remarques qu'on a pu recueillir sur les sels de ce métal.

On peut reconnoître la présence du chrôme dans des dissolutions, aux indices suivans.

[*Caractères.*] 1. Le prussiate triple de potasse les précipite en vert.

2. L'infusion de noix de galle, en brun.

3. L'hydrosulfure de potasse, en une couleur verte que quelques gouttes d'acide nitrique font passer au jaune.

Les acides ont très-peu d'action sur le chrôme à l'état métallique. Les acides nitrique et nitro-

(1) Gehlen, Jour. V. 351.

(2) Ann. de chim. LIII. 222.

muriatique l'attaquent difficilement. Ce n'est que par une longue digestion que ce dernier acide en peut dissoudre une petite portion qui lui donne une couleur verte (1).

Cet effet des acides sur le protoxide de chrôme, obtenu en chauffant fortement l'acide chromique, est aussi très-foible. Cependant l'acide nitrique finit avec le tems par le mettre en grande partie à l'état d'acide ; mais si on précipite, par l'acide chromique ainsi formé, une dissolution de nitrate de mercure, la liqueur prend et retient une couleur amétiste ; et par son évaporation on en obtient des cristaux octaèdres d'une belle couleur violette. Godon s'est assuré que ces cristaux étoient du nitrate de chrôme (2).

GENRE XXII. *Sels de molybdène.*

L'existence de ce genre de sels est encore un problême. On a en effet reconnu que les oxides de molybdène sont incapables de former des sels cristallisables avec les acides, mais il en est beaucoup qui les dissolvent, et ces dissolutions sont remarquables à raison des changemens de couleur qu'elles sont susceptibles

(1) Richter, Ann. de chim. LIII, 222.
(2) Godon, *ibid.*

d'éprouver. Nous devons une suite d'expériences exactes sur ce sujet, à Bucholz qui a publié dernièrement une dissertation faite avec beaucoup de soin sur les propriétés du molybdène (1).

[*Nitrate.*] 1. Lorsqu'on traite du molybdène en poudre avec de l'acide nitrique étendu, ce métal s'y dissout très-lentement, à moins que l'action de l'acide ne soit aidée par la chaleur. La dissolution qui se forme ainsi est d'un brun jaunâtre avec une nuance de rouge. Évaporée à siccité elle laisse un résidu brun rougeâtre qui se dissout en presque totalité dans l'eau distillée. Sa saveur est acide et amère. Elle laisse dans la bouche une légère impression métallique. L'ammoniaque produit dans la dissolution de ce résidu un précipité floconneux rougeâtre avec lequel se trouvent mêlés quelques cristaux d'acide molybdique. Lorsqu'on emploie une plus grande quantité de molybdène que l'acide n'en peut dissoudre, la dissolution prend par degrés la couleur bleue et dépose l'oxide bleu de molybdène (2).

[*Muriate.*] 2. Il n'y a aucune action entre l'acide muriatique et le molybdène, mais ce

(1) Gelhen, Jour. IV. 636.

(2) Bucholz, *ibid.* p. 637.

métal forme, avec l'acide oximuriatique qui le dissout, une liqueur colorée en bleu (1). L'acide muriatique bouillant dissout l'oxide de molybdène, et la dissolution, qui est d'un bleu foncé, dépose un sédiment de cette même couleur. L'acide muriatique dissout également l'acide molybdique. La dissolution d'un vert jaunâtre pâle, devient bleue lorsqu'on la sature avec de la potasse (2).

[*Sulfate.*] 3. L'acide sulfurique n'agit point à la température de l'atmosphère sur le molybdène en poudre; mais à l'aide de la chaleur la dissolution du métal dans cet acide a lieu avec dégagement de gaz acide sulfureux. En gardant cette dissolution épaisse, de couleur brun jaunâtre, sur du molybdène non dissous, sa couleur passe graduellement au bleu, et l'oxide bleu se précipite (3). Lorsque l'acide sulfurique, mis en digestion sur de l'oxide molybdique, est étendu, la dissolution qui a lieu, de couleur verte, tant qu'elle est chaude, devient bleue en se refroidissant (4). L'acide sulfurique, lorsque son action est facilitée par la

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 640.

(2) Hatchett.

(3) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. p. 636.

(4) Ilseman; *Gren handbuch.* III. 712.

chaleur, dissout l'acide molybdique. La dissolution, incolore pendant qu'elle est chaude, devient, à mesure qu'elle refroidit, d'un bleu foncé qu'on avive en la saturant avec de la soude (1).

[*Phosphate.*] 4. L'acide phosphorique n'a d'action sur le molybdène que lorsqu'on chauffe ensemble ces deux substances à vaisseau découvert; une portion du métal s'oxide alors aux dépens de l'acide. En ajoutant de l'eau à la masse desséchée, on obtient une dissolution d'un brun jaunâtre qui contient l'oxide de molybdène en état de combinaison avec l'acide phosphorique. En tenant cette dissolution sur du molybdène en poudré, elle ne change pas de couleur comme les précédentes, et il ne s'y forme point de précipité d'oxide bleu (2).

[*Fluate.*] 5. Les oxides du molybdène se dissolvent dans l'acide fluorique; la dissolution chaude est d'un vert jaunâtre. Elle devient jaune lorsqu'elle a été concentrée par l'évaporation, et d'un bleu verdâtre par sa réduction à l'état d'une masse sèche. En lavant bien cette masse avec de l'eau elle acquiert une belle couleur verte, et l'eau employée devient d'un vert gazon obscur (3).

(1) Hatchett, Phil. Trans. 1795, p. 123.

(2) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 642.

(3) Heyer, Crell, Ann. 1787. II. 121.

[*Borate.*] 6. L'action de l'acide boracique sur le molybdène est à peine sensible (1); et il paroît n'en avoir aucune quelconque sur les oxides de ce métal (2).

[*Acétate.*] 7. L'acide acétique n'attaque point à froid le molybdène; mais à chaud il en dissout une portion, et se colore ainsi en un brun jaunâtre (3).

[*Succinate.*] 8. L'acide succinique ne produit que très-peu d'effet sur le molybdène. Mais chauffé avec ce métal il forme une dissolution verdâtre (4).

[*Oxalate.*] 9. La dissolution bleue que l'acide oxalique forme avec l'oxide molybdique ne change point de couleur par l'évaporation; mais lorsqu'elle est étendue d'eau, cette couleur devient verte, et l'addition d'une grande quantité d'eau la rend brune (5).

[*Tartrate.*] 10. Il y a très-peu d'action entre les acides tartarique et citrique et le molybdène, quoiqu'à l'aide de la chaleur le métal s'y dissolve en petite quantité (6).

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 643.
(2) Gren's *Handbuch.* III. 713.
(3) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 643.
(4) *Ibid.*
(5) Heyer, Crell, Ann. 1787. II. 121.
(6) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 643.

[*Molybdate.*] 11. L'oxide de molybdène est précipité en brun de ses dissolutions acides par le prussiate triple de potasse, et en brun foncé par la teinture de noix de galle (1).

Genre XXIII. *Sels d'urane.*

Les sels de ce genre n'ont encore été examinés que par Klaproth, Richter et Bucholz. Ce dernier chimiste a publié depuis une description très-détaillée des sulfate et nitrate d'urane.

Les sels d'urane se distinguent par les propriétés suivantes.

[*Caractères.*] 1. Ils sont pour la plupart dissolubles dans l'eau qu'ils colorent en jaune.

2. Les alcalis caustiques précipitent ces dissolutions en jaune, et les carbonates alcalins en blanc. Ces précipités sont solubles dans un excès d'alcali.

3. Avec le prussiate triple de potasse, le précipité de couleur rouge brunâtre ne se présente point sous la forme de flocons comme le prussiate de cuivre.

4. L'hydrosulfure de potasse produit dans les dissolutions des sels d'urane un précipité jaune brunâtre.

(1) Gren's *Handbuch.* III. 713.

5. Par l'infusion de noix de galle, le précipité est de couleur chocolat.

6. Il n'y a aucun précipité produit par le zinc, le fer ou l'étain (1).

1re. ESPÈCE. *Urane nitraté.*

L'urane se dissout aisément dans l'acide nitrique et avec dégagement de gaz nitreux ; la dissolution est d'une couleur jaunâtre (2). Cet acide dissout plus facilement encore l'oxide du métal auquel il s'unit, suivant les expériences de Bucholz (3), en deux proportions, d'où résultent un nitrate et un sous-nitrate d'urane.

1. *Nitrate.* Klaproth a fait voir que la meilleure manière de préparer ce sel consiste à dissoudre l'oxide d'urane dans l'acide nitrique et à faire cristalliser la dissolution. Elle donne des cristaux lorsqu'étant saturée à chaud, elle est brusquement refroidie, mais on ne les obtient réguliers que par son évaporation à une très-douce chaleur. La cristallisation réussit le mieux lorsque la dissolution est avec un

(1) Klaproth, Crell, Ann. I. 130. Engl. Trans. Richter, *Nevera Gegenstande*; Gren's *Handbuch*. III. 741.

(2) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 56.

(3) *Ibid.* p. 158.

léger excès d'acide (1), et les cristaux varient un peu en couleur selon la manière dont elle a eu lieu. Lorsque la dissolution est complètement saturée de l'oxide, les cristaux sont d'un jaune citron avec une teinte verdâtre sur leurs bords; mais lorsqu'il y a excès d'acide leur couleur est entièrement verdâtre. Les cristaux sont des tables, souvent hexagones; mais avec des précautions on peut les avoir en larges prismes rectangulaires à 4 pans et applatis (2).

Ces cristaux se dissolvent avec une extrême facilité dans l'eau. 93 parties de ce liquide peuvent en dissoudre, à la température ordinaire de l'atmosphère, 200 de nitrate d'urane. Ce liquide bouillant les dissout en toute proportion, parce qu'à cette température leur eau de cristallisation suffit pour produire cet effet. Le nitrate d'urane est plus dissoluble encore dans l'alcool pur, dont une partie peut en prendre plus de trois du sel. La dissolution est de couleur jaune et en consistance de sirop. L'alcool bouillant s'en charge en toutes quantités, mais à mesure que la dissolution refroidit une portion du sel se précipite; elle donne par l'évaporation des cristaux réguliers de nitrate d'urane. Si on la laisse

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 145.

(2) *Ibid.* p. 146.

exposée pendant longtems à une température d'environ 45° centig., le sel est en partie décomposé; il se dépose une poudre jaune, dont une portion est l'oxide d'urane, et une portion le même oxide uni vraisemblablement à un acide végétal. En distillant à une chaleur très-modérée un mélange de quatre parties de nitrate d'urane et d'une partie d'alcool, la première portion qui passe a une odeur d'éther nitrique, et la seconde contient de l'acide acétique (1).

L'éther sulfurique dissout environ les 0.25 de son poids de ce sel. La dissolution, de couleur jaune citron, passe au vert par son exposition de quelques instans aux rayons solaires, et au bout de quelques heures il s'y dépose une portion aqueuse de couleur verte qui contient l'urane. L'éther acquiert l'odeur d'éther nitrique et il se précipite de l'oxide noir d'urane (2).

Le nitrate d'urane, exposé à l'air, à la température d'environ 38° centig. y tombe très-promptement en une poussière blanche, mais dans un air froid et humide il se résout très-rapidement aussi en liqueur (3).

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. IV, 151.
(2) *Ibid.* p 156.
(3) *Ibid.* p. 150.

Chauffé, il se fond dans son eau de cristallisation qui se dissipe peu-à-peu en entraînant avec elle une portion de l'acide. Si on augmente la chaleur le gaz nitreux se dégage, et, à la fin, une portion de gaz oxigène. Par ce moyen on sépare non-seulement la totalité de l'eau et de l'acide, mais on enlève encore au métal une portion considérable de son oxigène (1).

Il résulte des expériences de Bucholz, que le nitrate d'urane est composé de

61	Oxide.
25	Acide.
14	Eau.
100	(2)

2. *Sous-nitrate.* Lorsqu'on chauffe le nitrate d'urane jusqu'à ce que sa couleur soit devenue d'un jaune orangé il ne se dissout pas complètement dans l'eau ; il reste une poudre jaune citron. Une portion de la même poudre se précipite également de la dissolution avant qu'elle soit amenée au point de cristalliser. Cette poudre indissoluble dans l'eau

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 149.
(2) *Ibid.* p. 148.

est, ainsi que Bucholz l'a fait voir, un sous-nitrate d'urane (1).

2ᵉ. ESPÈCE. *Muriate d'urane.*

L'acide muriatique attaque à peine l'urane à l'état métallique (2). Mais il en dissout l'oxide avec lequel il forme des cristaux déliquescens d'un vert jaunâtre sous la forme de tables à quatre faces (3).

3ᵉ. ESPÈCE. *Sulfate d'urane.*

L'acide sulfurique concentré ou étendu n'a que peu d'action sur l'urane à l'état métallique (4). En faisant bouillir l'oxide d'urane obtenu du nitrate de ce métal par la chaleur, avec une suffisante quantité d'acide sulfurique étendu, et en abandonnant la dissolution à elle-même dans un lieu chaud, Bucholz en obtint des cristaux aiguillés de sulfate d'urane; comme ces cristaux contenoient un excès

(1) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 158.
(2) *Ibid.* p. 36.
(3) Klaproth, Crell, Ann. I. 130. Engl. Trans.
(4) Bucholz, Gehlen, Jour. IV. 36.

d'acide, quoique la dissolution de l'oxide n'eût pas été complètement opérée, Bucholz, après les avoir redissous dans l'eau, ajouta un peu d'acide nitrique à la liqueur, qu'il fit bouillir jusqu'à siccité sur une nouvelle portion d'oxide d'urane. La masse fut de nouveau dissoute dans l'eau et la liqueur filtrée abandonnée à elle-même. Au bout de quelques mois il s'y déposa de très-petits cristaux prismatiques; et en continuant alors l'évaporation, on en obtint quelques-uns en tables.

La couleur de ces cristaux est jaune citron; ils se dissolvent dans les 0.625 de leur poids d'eau froide, et dans les 0.450 de ce liquide bouillant. La dissolution, de consistance de sirop, donne peu-à-peu par son évaporation spontanée, des cristaux réguliers qui se dissolvent dans l'alcool pur, dans la proportion des 0.04 de leur poids à la température ordinaire, et des 0.05 à celle de l'ébullition. Par son exposition au soleil, la couleur de la dissolution, d'abord d'un jaune clair, devient verte, et l'oxide s'y précipite peu-à-peu en totalité, en entraînant avec lui une portion d'acide sulfurique; elle exhale, en même tems, d'une manière sensible, l'odeur d'éther.

Le sulfate d'urane cristallisé, chauffé au rouge, diminue des 0.14 de son poids; au

blanc il perd la totalité de son eau et de son acide. Le résidu, dont le poids s'élève aux 0.64 de celui du sel, est une poudre noire grisâtre consistant dans l'oxide pur d'urane.

D'après les expériences de Bucholz, à qui nous sommes redevables de la connoissance de tous les faits que nous venons d'énoncer, la composition du sulfate d'urane est de

18	Acide.
70	Oxide.
12	Eau.
100 (1)	

Surplus des espèces.

[*Phosphate.*] 4. L'action de l'acide phosphorique sur l'oxide d'urane, produit des flocons blancs jaunâtres qui se dissolvent très-difficilement dans l'eau. On peut précipiter, par l'acide phosphorique, le phosphate d'urane d'une dissolution d'acétate d'urane (2).

[*Fluate.*] 5. L'acide fluorique forme, en se combinant avec l'oxide jaune d'urane, un fluate cristallisé qui ne s'altère point à l'air.

---

(1) Gehlen, Jour. IV. 134.

(2) Klaproth, Crell, Ann. I. 135. Engl. Trans.

[*Acétate.*] 6. En faisant digérer de l'acide acétique concentré sur de l'oxide d'urane, on obtient de beaux cristaux jaunes en prismes à quatre pans, longs et transparens, terminés par des pyramides tétraèdres. En chauffant par degrés ces cristaux, l'acide en est décomposé et séparé ; mais l'oxide qui reste conserve la forme des cristaux (1).

[*Tartrate.*] 7. L'union de l'acide tartarique avec l'oxide d'urane produit un sel qui se dissout à peine dans l'eau.

[*Arséniate.*] 8. On obtient l'arséniate d'urane à l'état d'une poudre blanche jaunâtre en précipitant la dissolution de nitrate d'urane par un arséniate alcalin.

[*Tungstate et Molybdate.*] 9 et 10. On peut former de la même manière des tungstate et molybdate d'urane. Le premier de ces sels est une poudre blanche brunâtre indissoluble dans l'eau ; et le second, également de forme pulvérulente, de couleur jaune blanchâtre, ne s'y dissout que difficilement.

Richter parvint aussi à se procurer des borate, oxalate, citrate, malate, benzoate, succinate et sébate d'urane ; mais les propriétés de ces sels n'ont pas été décrites.

---

(1) Klaproth, Crell, Ann. I. 135. Engl. Trans.

GENRE XXIV. *Sels de tungstène.*

Les sels de ce genre sont entièrement inconnus. Le tungstène est trop rare, et il est trop difficile de l'avoir pur, pour qu'il ait été possible de faire des essais sur ce métal, et de reconnoître les composés que ses oxides sont capables de former avec les acides.

Il paroît que les acides sulfurique et muriatique n'ont aucune action sur le tungstène ; mais à la température de l'eau bouillante il est attaqué par l'acide nitro-muriatique, avec dégagement de gaz nitreux (1).

GENRE XXV. *Sels de titane.*

C'est par les expériences de Gregor, Klaproth, Vauquelin et Hecht que nous avons appris tout ce que nous savons actuellement relativement à ce genre de sels, qu'on reconnoît aux caractères suivans :

[*Caractères.*] 1. Ils sont en général incolores et un peu dissolubles dans l'eau.

2. Les carbonates alcalins précipitent en flocons blancs ces dissolutions.

---

(1) Schéele. I. 188.

3. Le prussiate triple de potasse y occasionne un précipité vert gazon avec une teinte de brun. Si on y ajoute alors un alcali, la couleur de ce précipité devient d'abord pourpre, puis bleue, et elle finit par passer au blanc.

4. Avec l'hydrosulfure de potasse le précipité est d'un vert gazon obscur; l'hydrogène sulfuré n'en produit point.

5. Par l'infusion de noix de galle les dissolutions des sels de titane sont précipitées en une masse volumineuse brune rougeâtre qui, lorsqu'elles sont concentrées, prend une apparence de sang caillé.

6. En plongeant une verge d'étain dans une dissolution de titane, le liquide autour de cette verge prend peu-à-peu une belle couleur rouge; avec une verge de zinc, la dissolution se colore de la même manière en un bleu foncé (1).

[*Nitrate.*] 1. L'acide nitrique attaque à peine le titane et n'a point d'action sur son oxide rouge; mais à l'aide de la chaleur il dissout le carbonate de ce métal. La dissolution donne, par évaporation, des cristaux transparens de figure de rhombes allongés, ayant deux angles op-

(1) Klaproth, *Beitrage.* I. 233.

posés tronqués de manière à représenter des tables hexagones. Suivant Vauquelin et Hecht, cette dissolution n'a lieu que lorsque le métal est en état de combinaison avec un minimum d'oxigène.

[*Muriate.*] 2. L'acide muriatique dissout le titane, mais il ne produit aucun effet sur son oxide rouge. Il dissout facilement le carbonate de ce métal et la dissolution, suivant Klaproth, cristallise en cubes transparens. Elle est, d'après les expériences de Vauquelin et de Hecht, de couleur jaune, et se prend en gelée par l'évaporation. Par la chaleur il s'en dégage de l'acide oximuriatique; et l'oxide, qui se précipite, ne peut plus se dissoudre dans l'acide muriatique, à moins qu'on ne l'ait fait bouillir dans de l'acide nitrique. Ces chimistes en concluent, que dans le muriate de titane ce métal est combiné avec l'oxigène au maximum, et que son protoxide est incapable de former d'union avec l'acide muriatique.

[*Sulfate.*] 3. L'acide sulfurique bouillant, oxide le titane et en dissout une petite portion; mais cet acide n'a aucune action quelconque sur l'oxide rouge du métal. Il en dissout le carbonate avec effervescence et dégagement de gaz acide carbonique. La dissolution se prend

par l'évaporation en une masse blanche gélatineuse, opaque.

[*Phosphate et arséniate.*] 4 et 5. Les acides phosphorique et arsenique précipitent en blanc la dissolution du titane dans les acides.

6. En faisant rougir dans un creuset un mélange d'une partie d'oxide de titane et de six parties de carbonate de potasse, la masse fondue, lavée avec une suffisante quantité d'eau, laisse une poudre de couleur blanche, mêlée d'une légère teinte de rouge, que Vauquelin et Hecht ont reconnue être le carbonate de titane. Il l'ont trouvé composé de

75	Oxide blanc.
25	Acide carbonique.
100	

7 et 8. Les acides oxalique et tartarique précipitent également en blanc la dissolution du titane dans les acides ; mais le précipité se redissout à mesure qu'il est formé (1).

GENRE XXVI. *Sels de columbium.*

M. Hatchett, qui a découvert ce métal, n'a

(1) Jour. des min. N°. XV, p. 1.

pas eu la facilité de s'en procurer en quantités suffisantes pour multiplier ses expériences et ses recherches sur la combinaison de ses oxides avec les acides. Il n'est donc encore venu à notre connoissance que peu de faits sur les sels de columbium. On peut les distinguer par les propriétés dont ils jouissent :

[*Caractères.*] 1. De former des dissolutions transparentes et sans couleur.

2. D'être précipités en flocons blancs de ces dissolutions par les carbonates alcalins.

3. De l'être en une belle couleur olive par le prussiate triple de potasse.

4. De produire avec l'hydrosulfure d'ammoniaque, un précipité chocolat rougeâtre.

5. D'en former un de couleur vive orangé par l'infusion de noix de galle.

6. D'être séparés sous la forme de flocons blancs par une verge de zinc plongée dans leurs dissolutions.

Il paroît résulter des expériences de M. Hatchett, qu'il existe plusieurs oxides de columbium.

[*Nitrate.*] 1. L'acide nitrique, incapable de dissoudre les oxides de columbium, paroît avoir la propriété de convertir l'oxide blanc de ce métal en acide columbique.

[*Muriate.*] 2. L'acide muriatique bouillant

dissout l'acide columbique. La dissolution est incolore ; elle peut être étendue d'eau sans éprouver aucun changement. Evaporée à siccité, elle laisse une substance d'un jaune pâle qui ne se dissout point dans l'eau, et très-difficilement dans l'acide muriatique.

[*Sulfate.*] 3. L'acide sulfurique bouillant forme, avec l'acide columbique qu'il dissout, un liquide transparent et sans couleur : lorsqu'on y ajoute de l'eau en grande proportion, la dissolution devient laiteuse et dépose un précipité blanc. En laissant sécher ce précipité, il s'éclate et devient d'abord d'une couleur bleu lavande, qui passe ensuite au gris brunâtre ; c'est un sous-sulfate de columbium. A la température de l'eau bouillante il est légèrement dissoluble dans l'acide muriatique, et dans une lessive de potasse. Il reste dans la dissolution d'acide sulfurique étendue d'eau, un sur-sulfate de columbium.

[*Phosphate.*] 4. En ajoutant de l'acide phosphorique à la dissolution concentrée du columbium dans l'acide sulfurique, elle se prend en totalité en une gelée blanche opaque, ayant de la consistance et ne se dissolvant point dans l'eau. L'acide phosphorique précipite le muriate de columbium en une poudre blanche floconneuse.

5. L'acide acétique ne produit aucun effet sur l'acide columbique (1).

GENRE XXVII. *Sels de tantalium.*

Eckeberg assure que l'oxide de tantalium est complètement insoluble dans les acides; ainsi ce genre de sel n'existe pas.

GENRE XXVIII. *Sels de cérium.*

Tous les faits actuellement connus sur la nature et les propriétés des sels de ce genre, sont le résultat des travaux sur ce métal de Klaproth, Hisinger, Berzelius et Vauquelin. On reconnoît ces sels aux caractères suivans :

[*Caractères.*] 1. Ils sont ou blancs ou jaunes, suivant l'état d'oxidation de l'oxide.

2. Leurs dissolutions dans l'eau ont une saveur sucrée.

3. L'hydrosulfure de potasse n'y produit qu'un précipité blanc qui consiste dans l'oxide de cérium. L'hydrogène sulfuré ne les précipite point.

---

(1) Hatchett, *on a mineral substance from north America.* Phil. Trans. 1802.

4. Le prussiate de potasse y occasionne un précipité blanc laiteux, qui se dissout dans les acides nitrique et muriatique.

5. Ces dissolutions ne sont point précipitées par l'acide gallique, ni par l'infusion de noix de galle.

6. L'oxalate d'ammoniaque y produit un précipité blanc indissoluble dans les acides nitrique et muriatique.

1re. ESPÈCE. *Cérium nitraté.*

L'acide nitrique s'unit à l'un et à l'autre des oxides de cérium. Il se combine plus facilement avec l'oxide blanc, et spécialement lorsque cet oxide est à l'état d'un carbonate. La dissolution est incolore; elle cristallise difficilement et retient un excès d'acide. Sa saveur est austère et sucrée.

L'action de l'acide nitrique sur l'oxide rouge est très-foible à froid; mais à l'aide de la chaleur elle en produit promptement la dissolution. La liqueur est de couleur jaune; elle donne, lorsqu'elle contient un excès d'acide, de petits cristaux blancs qui sont déliquescens à l'air. La dissolution saturée ne cristallise pas.

Les nitrate et oxinitrate de cérium sont solubles dans l'alcool. Ils sont décomposés

par la chaleur, et laissent un oxide rougeâtre (1).

2e. Espèce. *Sur-oximuriate de cérium.*

Il paroît, d'après une expérience de Vauquelin, que le peroxide de cérium n'est pas susceptible de combinaison avec l'acide suroximuriatique. En faisant passer un courant de gaz acide oximuriatique dans un mélange d'eau et d'oxide de cérium, il s'assura qu'il n'y avoit eu qu'une très-petite portion de l'oxide dissoute. Cette portion précipitée par l'ammoniaque, étoit encore à l'état d'oxide blanc. Elle étoit très-vraisemblablement tenue en dissolution par l'acide muriatique ordinaire (2).

3e. Espèce. *Muriate de cérium.*

En traitant l'oxide rouge de cérium avec l'acide muriatique, il se produit une effervescence très-vive avec dégagement de gaz acide oximuriatique. La dissolution est d'une couleur

(1) Hisinger et Berzelius, Gehlen, Jour. II. 409; Vauquelin, Ann. de chim. LIV. 51.

(2) Ann. de chim. LIV. 54.

rouge jaunâtre, dont la teinte est d'autant plus légère que le liquide a bouilli plus longtems. Par la concentration et le refroidissement, cette liqueur dépose de petits cristaux prismatiques à quatre pans, d'un blanc jaunâtre. Ces cristaux sont dissolubles dans l'alcool et déliquescens à l'air. Leur saveur est astringente et sucrée. L'oximuriate de cérium, ainsi formé, est complètement décomposé par la chaleur. L'eau de cristallisation et l'excès d'acide s'en dégagent d'abord, et ensuite l'acide oximuriatique. Le résidu est l'oxide blanc qui se dissout difficilement dans les acides. Si l'oxide de cérium contient du fer, il est volatilisé à l'état de muriate.

Lorsque l'oximuriate de cérium n'a pas été trop fortement chauffé, il en reste une portion qui n'a pas été décomposée. Cette portion, qui est un véritable *muriate* de cérium, est blanche, et forme avec l'eau une dissolution sans couleur (1).

4e. ESPÈCE. *Sulfate de cérium.*

L'acide sulfurique attaque difficilement l'oxide

(1) Klaproth, Gehlen, Jour. II. 312; Hisinger et Berzelius, *ibid.*; Vauquelin, Ann. de chim. LIV, 54.

rouge de cérium. On parvient cependant à en opérer complètement la dissolution dans cet acide étendu d'eau, en le tenant pendant assez longtems en digestion avec l'oxide. La dissolution est de couleur orangée. Elle donne par l'évaporation de petits cristaux octaèdres et aiguillés d'oxisulfate de cérium, en partie jaune citron et en partie orangés. Le sel ainsi obtenu n'est dissoluble dans l'eau qu'à la faveur d'un excès d'acide. Sa saveur est acide et sucrée. Exposé à l'air, ses cristaux s'y réduisent promptement en une poussière jaune.

L'acide sulfurique se combine très-aisément avec l'oxide blanc de cérium, et spécialement lorsqu'il est à l'état de carbonate. La dissolution est sans couleur; elle a une saveur sucrée et donne facilement des cristaux de sulfate de cérium. En traitant l'oxisulfate de cérium avec l'acide muriatique, le gaz acide oximuriatique se dégage, le sel perd sa couleur et se convertit en sulfate de cérium. Une chaleur médiocre en sépare également l'oxigène et le même changement est produit (1).

(1) Klaproth, Hisinger et Berzelius, Vauquelin.

5e. ESPÈCE. *Sulfite de cérium.*

L'acide sulfureux forme avec l'oxide rouge de cérium, qu'il dissout, une liqueur dont on obtient, par évaporation, des cristaux de couleur amétiste pâle (1).

6e. ESPÈCE. *Phosphate de cérium.*

Lorsqu'on met en digestion dans l'eau un mélange d'oxide de cérium et d'acide phosphorique, on obtient, sous la forme d'une poudre blanche insoluble, un phosphate de cérium. La même poudre est précipitée par le phosphate de soude des dissolutions du métal. Les acides nitrique et muriatique ne dissolvent point le phosphate de cérium (2).

7e. ESPÈCE. *Carbonate de cérium.*

L'acide carbonique se combine aisément avec l'oxide blanc de cérium. Le moyen le plus facile d'obtenir le carbonate de ce métal, consiste à précipiter par un carbonate alcalin la

(1) Klaproth, Gehlen, Jour. II. 312.

(2) Klaproth, Hisinger et Berzelius.

dissolution d'oxide blanc de cérium. Le précipité est grenu, d'un blanc argenté et indissoluble dans l'eau acidulée avec l'acide carbonique. Suivant Klaproth, le carbonate de cérium est composé de

23	Acide.
65	Oxide.
12	Eau.
100	

On peut aussi préparer ce sel en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans de l'eau tenant l'oxide de cérium en suspension; et en effet l'avidité de cet oxide pour l'acide carbonique est telle qu'il l'enlève même à l'air atmosphérique (1).

8e. ESPÈCE. *Acétate de cérium.*

L'oxide de cérium nouvellement précipité par des alcalis, se dissout avec facilité dans l'acide acétique. La dissolution, lorsqu'elle est saturée, a une saveur sucrée. Elle donne par l'évaporation de petits cristaux grenus, aisément solubles dans l'eau et très-peu dans l'alcool. Ils ne s'altèrent point à l'air (2).

(1) Klaproth, Hisinger et Berzelius, Vauquelin.

(2) Hisinger et Berzelius; Gehlen, Jour. II. 414.

9e. ESPÈCE. *Succinate de cérium.*

Si on verse quelques gouttes d'une dissolution de succinate d'ammoniaque dans une dissolution de muriate ou de nitrate de cérium, il se forme un précipité qui disparoît aussitôt. En ajoutant une nouvelle quantité de succinate d'ammoniaque, le succinate de cérium est séparé à l'état d'une poudre blanche. Ce sel n'est pas entièrement indissoluble dans l'eau qui en retient encore une petite portion. Le succinate d'ammoniaque n'enlève point le cérium à l'acide acétique, ce qui fournit un moyen facile de séparer le fer du cérium avec lequel il est souvent mêlé (1).

10e. ESPÈCE. *Benzoate de cérium.*

L'acide benzoïque ne précipite point le muriate de cérium; mais lorsqu'on met cet acide en digestion sur l'oxide de cérium nouvellement précipité, la dissolution a lieu. Ce liquide donne d'abord par le refroidissement des cristaux d'acide benzoïque, et le benzoate de cérium se précipite ensuite à l'état d'une poudre blanche indissoluble (2).

(1) Hisinger et Berzelius, Gehlen, Jour. II. 414.
(2) *Id. ibid.* p. 413.

11ᵉ. ESPÈCE. *Oxalate de cérium.*

Le cérium est précipité de ses dissolutions par l'acide oxalique et par l'oxalate d'ammoniaque; avec le peroxide le précipité est rouge; avec le protoxide il est blanc. Il ne se redissout pas dans un excès d'acide, mais l'ammoniaque en opère facilement la dissolution qui prend une couleur jaune (1).

12ᵉ. ESPÈCE. *Tartrate de cérium.*

L'acide tartarique mis en digestion sur de l'oxide de cérium récemment précipité, forme avec cet oxide un sel qui se dissout aisément dans l'eau, à raison de l'excès d'acide qu'il contient. En étendant cette dissolution d'eau en grande quantité, le tartrate de cérium se précipite sous la forme de flocons blancs indissolubles. L'acide tartarique ne précipite point les dissolutions de sulfate, nitrate, ou muriate de cérium; mais avec le tartrate de potasse qui décompose ces sels, elles déposent le tartrate de cérium en une poudre blanche. Ce sel est léger, doux au toucher, sans saveur et indissoluble dans

(1) Hisinger et Berzelius, Gehlen, Jour. II. 413.

l'eau. Il se dissout dans les acides nitrique, muriatique et sulfurique, ainsi que dans les alcalis caustiques (1).

13e. ESPÈCE. *Citrate de cérium.*

Le muriate de cérium n'est pas précipité par l'acide citrique ; mais par la digestion de cet acide sur l'oxide nouvellement précipité, il se forme un composé insoluble, qui devient susceptible de se dissoudre par un excès d'acide. La dissolution ne cristallise pas. L'alcool prive le citrate de cérium de son eau et d'une partie de son acide, mais il ne le dissout pas (2).

14e. ESPÈCE. *Arséniate de cérium.*

L'acide arsenique ne précipite point le muriate de cérium. Sa digestion avec l'oxide de ce métal produit un composé qui n'est rendu dissoluble que par une addition d'acide en excès. La dissolution ne cristallise pas ; elle dépose par l'évaporation un arséniate insoluble

(1) Hisinger et Berzelius, Vauquelin.
(2) Hisinger et Berzelius, Gehlen, Jour. II. 413.

et le résidu se dessèche en une massse gélatineuse incolore (1).

15e. ESPÈCE. *Molybdate de cérium.*

Le molybdate d'ammoniaque ne précipite point les sur-sels de cérium ; mais il décompose les dissolutions neutres , et le molybdate de cérium s'y forme en un sel blanc insoluble dans les acides (2).

16e. ESPÈCE. *Sulfate de potasse et de cérium.*

La décomposition par la potasse du sur-sulfate ou du sur-oxisulfate de cérium , donne naissance à un sel triple qui se dépose. Avec le sur-sulfate , ce sel est blanc, il est jaune lorsque c'est le sur-oxisulfate qu'on a employé. Au feu ce sel triple se fond. L'acide nitrique le dissout et le décompose. Le même sel triple est précipité par le muriate de cérium d'une dissolution de sulfate de potasse (3).

---

(1) Hisinger et Berzelius, Gehlen, Jour. II. 413.

(2) *Id. ibid.*

(3) *Id. ibid.*

SECTION III.

Remarques sur les sels.

Telles sont les propriétés de tous les sels dont on ait fait jusqu'à présent l'examen chimique ; et quoique le nombre des corps de cette classe s'élève à environ six cents, il n'est pas douteux qu'il s'accroîtra encore considérablement par la suite.

[*Importance des sels.*] Parmi ces sels, il en est quelques-uns, tels que l'alun, le sulfate de fer, etc. dont l'emploi fait la base des opérations de différens arts et manufactures. Ils sont donc d'une assez grande importance pour mériter d'être examinés avec soin, même sous le rapport de leur propre constitution. D'autres, tels que le nitrate de potasse, le muriate de soude, le phosphate de chaux, le muriate d'ammoniaque, le sulfate de barite, etc., fournissent à la chimie la plupart de ses moyens les plus puissans d'analyse. Ils réclament par conséquent l'attention particulière de ceux qui cultivent cette science ; mais il faut convenir que le plus grand nombre des substances salines ne paroît pas jusqu'à présent devoir être applicable à aucun usage quelconque, soit dans

les arts, soit en chimie. On pourroit donc penser, au premier apperçu, que c'est se livrer à un travail bien inutile que d'en entreprendre l'examen et la description. Mais il est plusieurs motifs qui rendent, non-seulement convenable, mais même nécessaire une connoissance précise de tous les sels.

Ce seroit, en effet, couper court à toute voie de progrès et de perfectionnement, que de borner notre examen à ceux des objets dont l'utilité est déja connue. Chaque chose a dù nous sembler n'en avoir aucune tant que nous en avons ignoré les propriétés, et que les circonstances dans lesquelles son application pouvoit être de quelqu'avantage, ne se sont pas présentées. Il est possible que beaucoup de ceux des sels que nous considérons actuellement comme n'étant propres à aucun usage, se trouvent être dans la suite, et par des recherches plus étendues de la plus grande importance. La justesse de cette remarque s'est déja plus d'une fois vérifiée depuis un petit nombre d'années. Le muriate de chaux, par exemple, dont on ne faisoit aucun cas autrefois, s'emploie aujourd'hui avec beaucoup de succès à la production d'un froid artificiel; et les oximuriates, quoique formant une classe nouvelle de sels, font un moyen

essentiel du procédé du blanchiment. Le défaut d'utilité ne peut donc pas être une raison suffisante pour négliger la considération des sels, à moins qu'il ne soit bien démontré, *à priori*, qu'ils ne peuvent jamais être d'aucun emploi.

Mais quand bien même encore nous aurions acquis cette certitude à l'égard de beaucoup de sels, l'examen d'un grand nombre d'entre eux n'en seroit pas moins indispensable; et en effet, les sels les plus utiles se trouvent très-rarement ou même jamais à l'état de pureté; ils sont presque toujours mêlés avec d'autres sels dont la présence les altère, et dont, par conséquent, il est nécessaire de les débarrasser pour les rendre propres à être employés avec succès aux usages auxquels on les applique habituellement. Or, on ne peut opérer cette séparation des sels étrangers, sans être au moins en état d'apprécier l'effet que produisent sur eux divers agens; c'est-à-dire, qu'il faut avoir quelque connoissance de leurs propriétés. On voit donc, ainsi, qu'il n'est pas possible d'obtenir ceux de ces sels dont l'emploi est d'un avantage réel, sans connoître en même tems beaucoup des sels qui n'en présentent aucun. Le muriate de soude, par exemple, se trouvant toujours en état de mélange avec

le muriate de magnésie, on ne peut l'avoir seul pour s'en servir qu'autant qu'on parvient à trouver une méthode convenable pour séparer le muriate de magnésie ou pour le décomposer.

Mais il n'est pas rigoureusement vrai que beaucoup des sels soient entièrement inutiles. On peut, au contraire, affirmer avec la plus grande certitude, que, même actuellement, il n'en est aucun parmi eux dont il ne puisse être utile de connoître les propriétés. Un des objets les plus importans, et en même tems les plus difficiles à remplir en chimie, c'est l'étude et la recherche exacte de la nature et de la composition des différens corps. Or on ne peut atteindre à ce but qu'en observant avec soin les changemens produits sur ces corps par l'action d'autres corps, et les composés qu'ils sont capables de former. Ainsi, par exemple, lorsqu'en examinant une substance, je trouve, que de sa combinaison avec l'acide sulfurique, résulte une poudre blanche pesante, indissoluble; qu'avec l'acide muriatique, elle donne un sel très-soluble, susceptible de cristalliser en tables, et qui ne se dissout point dans l'alcool; que les acides phosphorique et oxalique la mettent également à l'état d'une poudre indissoluble, etc.; j'en conclus, sans hésiter que cette poudre est la barite. Si j'essaie une substance qui

forme, par sa dissolution dans l'acide sulfurique, un sel de couleur bleue, cristallisé en prismes rhomboïdaux, d'une saveur âcre et caustique, qui produise avec l'acide muriatique un sel vert, dont la couleur passe au bleu par son mélange avec l'ammoniaque, et dont les alcalis précipitent la dissolution en bleu ou en vert, je tire, de ces divers phénomènes, la conséquence, que cette substance est le cuivre. Ainsi c'est la connoissance des sels que les différens alcalis, les terres, les métaux et les acides, sont susceptibles de former, qui nous fournit les moyens d'en reconnoître la présence lorsqu'ils entrent dans la formation de divers composés. C'est donc, alors, une raison pour étudier les propriétés des sels, indépendamment de leur utilité comme corps particuliers et individuels; et on peut dire avec vérité, qu'en chimie le génie et les progrès de la science tiennent à cette connoissance exacte.

C'eût été sans doute une tâche difficile, et même impossible à remplir, à raison de la très-grande multiplicité des substances salines, que d'avoir à se rappeler les propriétés de chacune d'elles. Mais les sels s'arrangent naturellement en certains groupes, dont les individus qui les composent se rap-

portent toujours entre eux par quelques propriétés générales dont on peut aisément se souvenir ; et une fois que par ces caractères distinctifs communs, le groupe auquel un sel quelconque appartient est indiqué, il devient beaucoup plus facile d'en reconnoître l'espèce.

[*Division des sels en deux classes.*] On peut convenablement partager les sels en deux classes, dans l'une ou l'autre desquelles chaque sel se trouvera placé. Ces deux classes, dont la première comprend tous les sels terreux et alcalins, et la seconde, tous ceux métallins, ont fourni la matière des deux premières sections de ce chapitre.

[*Première classe.*] Les sels de la première classe peuvent être distingués par les caractères suivans :

1. Ils sont ou dissolubles ou indissolubles dans l'eau. Dans le premier cas, leur dissolution dans ce liquide n'est précipitée ni par l'hydrosulfure de potasse (1), ni par le prussiate triple de cet alcali (2), ni par l'infusion de noix de galle (3). Dans le second cas, ils sont

(1) Excepté les sels à base d'alumine ou de zircone.

(2) Excepté les sels à base d'yttria ou de zircone.

(3) Excepté les sels à base de glucine, d'yttria ou de zircone.



solubles dans l'acide muriatique, où ils le deviennent lorsqu'ils sont chauffés au rouge, ou mis à l'état de fusion avec le carbonate de potasse; cette dissolution dans l'acide muriatique est précipitée par l'acide sulfurique ou au moins au moyen d'une addition de potasse. Les sels indissolubles se fondent au chalumeau avec le borax en un verre blanc ou émail.

[*Division des sels de la première classe en deux ordres.*] Comme les sels qui composent la première classe sont en très-grand nombre, on les a divisés en deux ordres. Dans le premier, on a placé les sels qui, amenés subitement à l'état de chaleur rouge sont incombustibles (1). Ceux du second ordre contiennent des acides combustibles ; et lorsqu'ils sont rapidement chauffés, ou ils brûlent partiellement en laissant des sels incombustibles, ou leur acide est en totalité décomposé et dégagé en abandonnant la base à l'état de mélange avec du charbon. Le premier ordre contient 14 genres, et le second 18. Les caractères distinctifs de chacun de ces genres ont été désignés dans la première section de ce chapitre. Le genre quelconque d'un sel étant trouvé, on en

(1) Excepté le nitrate d'ammoniaque et le sur-oximuriate d'ammoniaque.

reconnoîtra l'espèce par un examen attentif des propriétés décrites comme appartenant à chacun d'eux, et on y parviendra très-aisément à l'aide des observations suivantes :

1. Les espèces peuvent se distinguer en deux sortes, suivant que le sel est à base *alcaline* ou *terreuse*.

2. Les sels alcalins sont tous dissolubles dans l'eau. Par une addition de potasse à leur dissolution, il ne s'y dépose point de précipité sous forme de poudre blanche, et l'acide oxalique n'y en produit aucun.

3. Les sels à base ammoniacale sont tous ou entièrement dissipés, ou convertis en un acide, lorsqu'ils sont chauffés au rouge.

4. Parmi les sels à base terreuse, il en est beaucoup qui sont indissolubles dans l'eau. Dans ceux que ce liquide peut retenir en dissolution, il se forme par la potasse ou l'acide sulfurique, un précipité de poudre blanche.

5. Les sels qui ont la barite pour base sont tous ou entièrement, ou en presque totalité indissolubles dans l'eau (1), à l'exception de

(1) De tous les sels que la barite peut former avec les acides, il en est quatre qu'on ne connoît pas encore, savoir : le molybdate, le chromate, le gallate et le sébate.

cinq seulement : savoir, les nitrate, muriate, acétate, benzoate et prussiate de cette terre. L'acide sulfurique ou le sulfate de soude ajoutés aux dissolutions de ces cinq sels, y occasionnent un précipité blanc, pesant, indissoluble.

6. De tous les sels à base de strontiane, qui sont, autant qu'on a pu les examiner, à-peu-près indissolubles dans l'eau, il n'y en a que six, les nitrate, muriate, sur-oximuriate, acétate, tartrate et citrate dont ce liquide puisse se charger. Les dissolutions de ces six sels donnent aussi, par leur mélange avec l'acide sulfurique, une poudre blanche indissoluble; mais les alcalis ne précipitent ni les dissolutions des sels de barite, ni celles des sels de strontiane.

7. De tous les sels, dont la chaux est la base, il n'y en a que huit qui soient susceptibles de se dissoudre dans l'eau, qui ne peut prendre qu'une très-petite portion de tous les autres. Ces huit sels sont les nitrate, muriate, sur-oximuriate, arséniate, acétate, malate, benzoate et prussiate de chaux. Cette base est précipitée de leurs dissolutions par l'acide oxalique, les alcalis fixes et par l'acide sulfurique si la dissolution est concentrée; l'ammoniaque n'y produit aucune espèce de changement.

8. Tous les sels magnésiens se dissolvent dans l'eau, excepté sept : savoir, les phosphite, fluate, carbonate, oxalate, tartrate, saccolate et camphorate de magnésie. L'ammoniaque produit dans leurs dissolutions un précipité blanc, qui disparoît par une addition de cet alcali en excès, pourvu que le sel soit aussi avec excès d'acide. Ce précipité forme avec l'acide sulfurique un sel amer très-soluble.

9. La combinaison des terres alcalines avec les acides produit un plus grand nombre de sels solubles dans l'eau, suivant que les propriétés alcalines de la terre diminuent. Il n'y a que très-peu de sels de barite qui soient solubles. La strontiane semble en fournir beaucoup plus, la chaux encore davantage, et ceux de magnésie le sont presque tous dans l'eau.

10. Six des sels alumineux, les sulfite, phosphate, borate, arséniate, tungstate et le saccolate sont indissolubles dans l'eau. L'acide est dégagé de tous les sels alumineux par l'action du calorique. Avec la potasse ils donnent un précipité qui se dissout dans l'acide sulfurique ; et en ajoutant du sulfate de potasse à la dissolution, il s'y dépose peu-à-peu des cristaux d'alun. L'hydrosulfure de potasse

précipite la dissolution des sels alumineux, et il se dégage en même tems du gaz hydrogène sulfuré.

11. Les sels d'yttria sont décomposés par la chaleur et par les alcalis. Leur saveur est sucrée et astringente. Le prussiate triple de potasse et l'infusion de noix de galle précipitent leurs dissolutions. Le succinate de potasse n'y produit aucun changement.

12. La chaleur et les alcalis décomposent aussi les sels de glucine; ils ont une saveur sucrée. Le précipité que les alcalis séparent de leurs dissolutions se redissout dans les acides nitrique ou muriatique, et se reproduit par l'infusion de noix de galle. Mais le prussiate triple de potasse n'opère point cet effet que produit aussi le succinate de potasse.

13. Les sels de zircone sont d'une saveur austère. La chaleur et les alcalis les décomposent; le précipité que ces dernières substances en séparent, après s'être redissous dans l'acide muriatique, est de nouveau formé par l'hydrosulfure de potasse, le prussiate triple de potasse, et par l'infusion de noix de galle.

[*Seconde classe des sels.*] Les sels de la seconde classe, les sels métallins, sont ou solubles ou indissolubles dans l'eau. Dans le

premier cas, leur dissolution précipite, avec l'hydrosulfure de potasse, le prussiate triple de potasse (1), et l'infusion de noix de galle (2). Dans le second cas, ils donnent, lorsqu'ils sont fondus avec le borax au chalumeau sur un charbon, un bouton métallique ou un verre coloré.

[*Division de ces sels en deux ordres.*] On peut aussi diviser les sels de cette classe en deux ordres, dont le premier comprendroit ceux des genres dont les sels manifestent, par leur faculté de cristalliser et par leur permanence, une affinité marquée entre l'acide et la base; et dont le second se composeroit de ceux des sels dont le défaut de permanence ne dénote qu'une affinité très-foible entre l'acide et la base. Le premier de ces ordres consisteroit dans les dix-sept genres suivans :

---

(1) Excepté les sels d'or, de platine, d'antimoine et de tellure.

(2) Excepté les sels de platine, de zinc, d'arsenic, de manganèse et de cérium.

1. Sels d'or.
2. — de platine.
3. — d'argent.
4. — de mercure.
5. — de palladium.
6. — de rhodium.
7. — d'iridium.
8. — de cuivre.
9. — de fer.
10. Sels de nickel.
11. — de plomb.
12. — de zinc.
13. — de cobalt.
14. — de manganèse.
15. — d'urane.
16. — de titane.
17. — de cérium.

Le second ordre se composeroit des onze genres suivans :

1. Sels d'osmium.
2. — d'étain.
3. — de bismuth.
4. — d'antimoine.
5. — de tellure.
6. — d'arsenic.
7. Sels de tungstène.
8. — de molybdène.
9. — de chrome.
10. — de columbium.
11. — de tantalium.

Les genres peuvent se reconnoître sans beaucoup de difficulté aux caractères décrits dans la seconde section de ce chapitre; mais comme les espèces sont très-nombreuses, leur subdivision en séries présente une grande facilité d'examen; et c'est ce qu'on a fait en traitant des genres toutes les fois que l'état de nos connoissances l'a permis. Ces subdivisions sont au nombre de cinq : 1. sels détonans ; cet effet est produit sur ces sels lorsqu'on les chauffe avec un combustible, et généralement

aussi lorsqu'étant enveloppés dans du papier avec un peu de phosphore, on les frappe fortement avec un marteau. Les acides qui entrent dans la formation de ces sels sont le nitrique et le sur-oximuriatique. 2. Sels incombustibles ; ces sels perdent souvent par la chaleur une partie ou la totalité de leur acide ; mais ils ne brûlent pas et ne sont pas capables d'enflammer les combustibles. Les acides dans ces sels sont le muriatique, le sulfurique, le sulfureux, le phosphorique, le phosphoreux, le carbonique, le fluorique, le boracique. Les phosphates et les borates ne sont pas décomposés par la chaleur, mais ils se fondent aisément en un verre. Ceux des sulfates qui sont dissolubles dans l'eau perdent une grande portion de leur acide par une forte chaleur. Mais il n'en est pas de même des sulfates insolubles qui le retiennent en presque totalité, à moins que la base ne soit volatile. Les muriates se volatilisent facilement lorsqu'ils sont fortement chauffés. Les sulfites et les phosphites sont convertis par l'action du calorique, partie en sulfates et phosphates, et partie en sulfures et phosphures. Les carbonates sont décomposés par la chaleur. Les fluates éprouvent une décomposition partielle, et se fondent ordinairement en verre. 3. Sels combustibles ; ces sels

contiennent des acides combustibles ; il sont décomposés par la chaleur ; leur base reste, salie ordinairement par du charbon, et réduite en partie à l'état métallique. Ces sels ne sont pour la plupart que très-imparfaitement connus. 4. Sels métalliques ; la base et l'acide qui constituent ces sels sont métalliques l'une et l'autre. Ils sont tous indissolubles dans l'eau et l'alcool, et ne sont que très-rarement ou même jamais complètement décomposés par la chaleur. On les rencontre souvent dans la nature. L'analyse en est ordinairement difficile. 5. Sels triples ; ces sels contiennent, outre une base métallique, un alcali ou une terre ; ils sont en très-grand nombre, quoiqu'ils n'aient été que peu examinés. On peut en général établir comme règle, que tous ceux des oxides métalliques qui se dissolvent dans les alcalis sont susceptibles de former des sels triples avec ces alcalis et des acides. Les sels métalliques triples méritent une attention particulière sous un autre rapport. Les alcalis ou les terres peuvent rarement en séparer la base métallique ; ainsi, à moins qu'on ne connoisse tous les sels triples qui peuvent être formés, il doit être très-facile de commetre des erreurs lorsqu'il arrive que ces sels se rencontrent dans le cours de nos analyses.

Dans les genres divers des sels métalliques on peut facilement distinguer les espèces les unes des autres par les propriétés des différens acides qui forment les sels; et ces propriétés ont été énumérées dans la première section comme désignations caractéristiques des genres des sels terreux et métalliques.

On joint ici un tableau synoptique des propriétés de ceux des sels qui sont le plus importans, et dont l'objet est d'en rendre beaucoup plus facile la distinction en espèces.

SELS.	SAVEUR.	FIGURE DES CRISTAUX.
Sulfates, de barite.	Aucune.	Prismes rhomboïdaux.
—— de potasse	Amère.	—— hexaèdres.
—— de soude	*Idem.*	*Idem.*
—— de strontiane.	Aucune.	Prismes rhomboïdaux.
—— de chaux	Foible.	*Idem.*
—— d'ammoniaque	Amère.	Prismes hexaèdres.
—— de magnésie.	*Idem.*	—— tétraèdres.
Alun	Astringente.	Octaèdres.
Sulfites, de barite	Aucune.	Tétraèdres.
—— de chaux	*Idem.*	Prismes hexaèdres.
—— de potasse.	De soufre.	Lames rhomboïdales.
—— de soude	*Idem.*	Prismes tétraèdres.
—— d'ammoniaque	*Idem.*	—— hexaèdres.
—— de magnésie	Foible.	Tétraèdres.
Nitrates, de barite	Acre.	Octaèdres.
—— de potasse	Fraîche.	Prismes hexaèdres.
—— de soude.	*Idem.*	—— rhomboïdaux.
—— de strontiane	Piquante.	Octaèdres.
—— de chaux	Amère.	Prismes hexaèdres.
—— d'ammoniaque	Acre.	*Idem.*
—— de magnésie	Amère.	Prismes rhomboïdaux.
Muriates, de barite	Astringente.	—— tétraèdres.
—— de potasse.	Amère.	Cubes.
—— de soude.	Salée.	*Idem.*
—— de strontiane	Apre.	Prismes hexaèdres.
—— de chaux.	Amère.	*Idem.*
—— d'ammoniaque	Acre.	Pyramides tetraèdres.
—— de magnésie	Amère.	Aiguilles.

ACTION DE L'AIR.	DISSOLUBILITÉ DANS 100 PARTIES D'EAU.		ACTION DU CALORIQUE.
	à 15°.55 cent.	à 100° centig.	
Aucune.	0.002	0.	Décrépite.
Idem.	6.25	24.	*Idem.*
S'effleurit.	3.50	125.	Fusion aqueuse.
Aucune.	0.000	0.02	»
Idem.	0,02	0.22	Décrépite.
Sous-déliquescent.	50.	100.	Décrépite et se fond.
S'effleurit.	100.	133.	Fusion aqueuse.
Foible.	5.	133.	*Idem.*
Conversion en sulfate.	0.	0.	»
S'effleurit.	0.125	»	Tombe en poussière.
Idem.	100.	»	Décrépite.
Idem.	25.	100.	Fusion aqueuse.
Sous-déliquescent.	100.	»	Décrépite.
S'effleurit.	5.	»	Se boursoufle.
Aucune.	8.30	25.	Décrépite.
Idem.	14.30	100.	Se fond.
Sous-déliquescent.	33.	100. +	*Idem.*
Foible.	100.	200.	Décrépite et se fond.
Déliquescent.	400.	En toute quantité.	Fusion aqueuse.
Idem.	50.	200.	Se fond.
Idem.	100.	100. +	Fusion aqueuse.
Aucune.	43.	»	Décrépite.
Idem.	33.	»	*Idem.*
Idem.	35.46	36.16	*Idem.*
Foible.	150.	En toute quantité.	Fusion aqueuse.
Déliquescent.	400.	»	*Idem.*
Sous-déliquescent.	31.	»	Se sublime.
Déliquescent.	151.	»	Fusion aqueuse.

SELS.	SAVEUR.	FIGURE DES CRISTAUX.
Sur-oximuriate de potasse. . . .	Fraîche.	Lames rhomboïdales.
Phosphates, de barite.	Aucune.	»
—— de strontiane . . .	*Idem.*	»
—— de chaux	*Idem.*	Prismes hexaèdres.
—— de potasse	Salée.	Masse gélatineuse.
—— de soude	*Idem.*	Prismes rhomboïdaux.
—— d'ammoniaque. . .	Fraîche.	—— tétraèdres.
—— de magnésie . . .	*Idem.*	—— hexaèdres.
Fluate de chaux	Aucune.	Cubes.
Borax	Styptique.	Prismes hexaèdres.
Carbonates, de barite.	Aucune.	Variables.
—— de strontiane . .	*Idem.*	»
—— de chaux	*Idem.*	Prismes rhomboïdaux.
—— de potasse	Alcaline.	—— tétraèdres.
—— de soude	*Idem.*	Octaèdres tronqués.
—— de magnésie . . .	Aucune.	Prismes hexaèdres.
—— d'ammoniaque . . .	Urineuse.	Irréguliers.
Acétates, de barite.	Amère.	Aiguilles.
—— de potasse	Chaude.	Lames.
—— de soude.	Apre.	Prismes striés.
—— de strontiane. . .	»	»
—— de chaux	Amère.	»
—— d'ammoniaque . .	Froide.	Prismes déliés.
—— de magnésie. . . .	Douceâtre.	»
Tartre	Acide.	Prismes irréguliers.
Tartrate de potasse	Amère.	—— tétraèdres.
—— de potasse et de soude. . . .	*Idem.*	—— à 8 pans.

ACTION DE L'AIR.	DISSOLUBILITÉ DANS 100 PARTIES D'EAU.		ACTION DU CALORIQUE.
	à 15°.55 cent.	à 100° centig.	
Aucune.	6.	40.	Abandonne son oxigène.
Idem.	0.	0.	Foible.
Idem.	0.	0.	*Idem.*
Idem.	0.	0.	*Idem.*
Déliquescent.	Très-soluble.	Très-soluble.	Fusion aqueuse.
S'effleurit.	25.	50.	*Idem.*
Aucune.	25.	25. +	*Idem.*
S'effleurit.	6.6	»	Tombe en poussière.
Aucune.	0.	0.	Décrépite.
Sous-efflorescent.	5.	16.8	Fusion aqueuse.
Aucune.	0.023	0.043	Foible.
Idem.	0.	0.065	*Idem.*
Idem.	0.	0.	Décrépite.
Idem.	25.	83.33	Fusion aqueuse.
S'effleurit.	50.	100. +	*Idem.*
Idem.	2.	»	Décrépite.
Aucune.	50. +	100.	S'évapore.
Sous-efflorescent.	80.	»	Se décompose.
Déliquescent.	99.	»	Se fond.
Aucune.	35.	»	*Idem.*
Idem.	40.	40.80	Se décompose.
Idem.	»	»	*Idem.*
Déliquescent.	Très-soluble.	Très-soluble.	Se fond et se sublime.
Idem.	Très-soluble.	Très-soluble.	Se décompose.
Aucune.	1.66	3.33	Se fond.
Idem.	25.	»	*Idem.*
S'effleurit.	25.	»	*Idem.*

CHAPITRE IV.

Des hydrosulfures.

[*Propriétés de l'hydrogène sulfuré.*] Le gaz hydrogène sulfuré jouit des propriétés d'un acide. Il est absorbé par l'eau en grandes quantités, et la dissolution rougit les couleurs bleues végétales. Il se combine aussi avec les alcalis et les terres, de même qu'avec plusieurs oxides métalliques. C'est par Kirwan qu'on connut d'abord avec précision le plus grand nombre de ces propriétés qui furent décrites depuis avec beaucoup plus de développement par Berthollet.

L'hydrogène sulfuré liquide, ou gaz hydrogène sulfuré dissous dans l'eau, n'est pas décomposé par son exposition à l'air, mais le gaz se sépare peu-à-peu sans décomposition. Lorsqu'on ajoute de l'acide sulfureux à cette dissolution, l'hydrogène sulfuré et l'acide sont l'un et l'autre en grande partie décomposés. L'hydrogène de l'un se combinant avec l'oxigène de l'autre, il y a formation d'eau tandis que le soufre des deux substances se précipite, ainsi que Fourcroy l'observa le premier, et que Berthollet s'en est plus complètement assuré. L'acide nitrique produit le

même effet à moins qu'il ne soit étendu d'une trop grande quantité d'eau. C'est par cette raison, ainsi que Bergman le remarqua le premier, qu'il y a précipitation de soufre lorsqu'on mêle cet acide avec l'eau qui tient du gaz hydrogène sulfuré en dissolution. Avec l'acide oximuriatique employé en petites quantités, le soufre se précipite aussi, mais lorsque l'acide est en quantité suffisante, le soufre est redissous et converti en acide sulfurique.

[*Précipite les métaux.*] L'hydrogène sulfuré agit avec une grande énergie sur le plus grand nombre des oxides métalliques. Son hydrogène attire l'oxigène de ces corps et il les met ainsi ou à l'état métallique ou à celui de minimum d'oxidation, tandis qu'en même tems le soufre se combine avec le métal régénéré. De là résulte le changement produit sur les dissolutions des sels métalliques par l'infusion de l'hydrogène sulfuré liquide. Cette substance précipite tous les genres de sels métalliques à l'exception des six contenant les métaux suivans; savoir :

1. Fer.	4. Manganèse.
2. Nickel.	5. Titane.
3. Cobalt.	6. Cérium.

[*Nature des précipités.*] Berthollet et Proust

ont fait voir que les oxides de ces métaux sont réduits par l'hydrogène sulfuré à un minimum d'oxigène; mais comme dans cet état ils n'ont que peu d'affinité pour le soufre, ils restent combinés avec les acides qui les tenoient d'abord en dissolution. D'un autre côté, l'étain qui dans son état de minimum d'oxidation, a une forte affinité pour le soufre est précipité quoique l'hydrogène sulfuré ne le réduise qu'à ce minimum d'oxidation.

Les dissolutions métalliques diffèrent considérablement entre elles sous le rapport de la facilité avec laquelle elles sont précipitées par l'hydrogène sulfuré; et Proust pense qu'avec un peau d'adresse on peut, dans beaucoup de cas, opérer par cet agent la séparation des métaux les uns d'avec les autres. Si, par exemple, le cuivre, le plomb, le zinc et le fer sont tenus ensemble en dissolution dans l'acide nitrique, l'hydrogène sulfuré sépare d'abord le cuivre sous la forme d'un précipité noir qu'on peut enlever en filtrant la dissolution. Il produit ensuite le même effet sur le plomb, et en dernier lieu sur le zinc, tandis que le fer continue encore de rester en dissolution (1). On peut distinguer

(1) Jour. de phys. LI. 174.

les métaux par la couleur du précipité que produit dans leurs dissolutions l'hydrogène sulfuré.

L'or et le platine sont réduits. Pour les autres métaux ces couleurs sont, savoir :

Pour l'argent	Noire.
le mercure	Noire.
le palladium	Brun obscur.
le cuivre	Noire.
l'étain	Brune.
le plomb	Noire.
le zinc	Blanche.
le bismuth	Noire.
l'antimoine	Orangé.
l'arsenic	Jaune.
le molybdène	Chocolat.

[*Hydrogène sur-sulfuré.*] L'hydrogène sulfuré a la propriété de se combiner avec le soufre et de former un composé qui a l'apparence d'une huile jaune. Schéele en observa la formation, et Berthollet qui en examina le premier la nature, lui donna le nom de *soufre hydrogéné.*

Lorsqu'après avoir fait bouillir ensemble de la potasse liquide et du soufre, et formé ainsi la liqueur brune qu'on appeloit anciennement *foie liquide de soufre*, on verse peu-à-peu de ce liquide dans de l'acide muriatique, il se

dégage à peine du gaz hydrogène sulfuré, mais il se dépose peu-à-peu au fond du vaisseau du soufre hydrogéné sous la forme d'une huile brune jaunâtre. Dès qu'on chauffe cette substance le gaz hydrogène sulfuré s'en dégage, et le même effet est produit par son exposition à l'air.

Le moyen le plus facile de se procurer cette substance consiste, suivant Proust, à mettre dans un flacon, et jusqu'aux 0.35 environ de sa capacité, de l'acide muriatique d'une pesanteur spécifique de 1.07, et d'y ajouter ensuite environ un volume égal du liquide foie de soufre; en bouchant alors le flacon et en l'agitant, le soufre hydrogéné se sépare peu-à-peu (1).

On voit ainsi que le soufre et l'hydrogène peuvent se combiner dans deux proportions différentes, ou, ce qui est la même chose, que l'hydrogène est susceptible de s'unir à deux doses de soufre. La première de ces combinaisons constitue le gaz hydrogène sulfuré, ou air hépatique, composé suivant Thenard, de

29	Hydrogène.
71	Soufre.
100	

(1) Jour. de phys. LIX. 270.

La seconde combinaison, résultant de l'addition d'une nouvelle dose de soufre, forme le *soufre hydroguré*, que M. Kirwan a très-convenablement appelé *hydrogène sur-sulfuré*, dénomination qui devroit être adoptée (1). L'une et l'autre de ces substances, par leur union avec différentes bases, donnent naissance à des genres de composés très-singuliers et qui méritent un examen tout particulier, sous le rapport de l'importance dont ils sont dans l'art de l'analyse. Berthollet a donné le nom d'*hydrosulfures* aux combinaisons de l'hydrogène sulfuré avec des bases, et Chenevix, celui d'*hydrogures sulfurés* (2). Cette désignation de Chenevix est certainement plus précise que celle de Berthollet, cependant comme on s'est depuis longtems généralement servi du mot *hydrosulfure*, il conviendra de le conserver. Celui de *sulfure hydroguré* peut néanmoins encore être adopté parce qu'il n'a été que très-rarement fait mention du composé qu'il désigne, depuis que les chimistes ont eu connoissance du mémoire de Berthollet sur ce sujet.

(1) Kirwan, *on mineral Waters*, p. 11.

(2) *On the chemical nomenclature*, p. 201; Kirwan emploie le terme *hépatule*, au lieu de celui *hydrosulfure*, et nomme *hépar* le *sulfure hydroguré*.

I. *Hydrosulfures.*

Les composés que produit la combinaison de l'hydrogène sulfuré avec les alcalis et les terres, ont les propriétés suivantes, qui peuvent servir à les faire reconnoître.

[*Propriétés.*] 1. Ils sont tous dissolubles dans l'eau, et leur dissolution dans ce liquide est sans couleur.

2. Cette dissolution prend, par son exposition à l'air, une couleur verte ou jaune verdâtre.

3. Après être restée pendant longtems à l'air, la dissolution devient limpide et incolore; et en l'examinant alors on trouve qu'elle ne contient que le sulfate de la base de l'hydrosulfure original.

4. La dissolution des hydrosulfures précipite toutes les dissolutions métalliques, le fer et le plomb en noir, l'antimoine en orangé, l'arsenic en jaune (1).

---

(1) Lorsqu'on garde pendant quelque tems les hydrosulfures dans des flacons de verre, ces flacons se tapissent peu-à-peu à l'intérieur d'une pellicule noire, qui consiste, ainsi que je l'ai su de M. William Henry, dans une portion du plomb du verre, réduit à l'état métallique et combiné avec le soufre.

[*Préparation.*] On peut former les hydrosulfures en dissolvant les bases dans l'eau, ou en les mêlant respectivement avec ce liquide, et en y faisant passer ensuite un courant de gaz hydrogène sulfuré jusqu'à ce qu'il refuse d'en prendre davantage. On en dégage l'excès de gaz en faisant chauffer la liqueur. Il faut avoir soin que le gaz hydrogène sulfuré n'arrive dans le vaisseau où il doit se combiner avec la base, qu'après avoir traversé un flacon intermédiaire qui contient de l'eau, afin d'être assuré qu'il s'est ainsi dépouillé de toutes ses impuretés. On peut obtenir par ce moyen des dissolutions dans l'eau des différens hydrosulfures.

Si pendant que les hydrosulfures sont sans couleur, on les décompose en y versant des acides sulfurique, muriatique ou tout autre acide quelconque qui n'ait point d'action sur l'hydrogène, le gaz hydrogène sulfuré se dégage sans qu'il se forme le moindre dépôt de soufre ; mais si l'hydrosulfure a acquis sa couleur jaune, le dépôt a toujours lieu pendant que la décomposition s'opère, et la quantité du soufre ainsi précipité est d'autant plus grande que la couleur est plus foncée.

Ainsi cette couleur jaune que prennent les hydrosulfures par leur exposition à l'air, est due à un commencement de décomposition.

L'hydrogène sulfuré perd une partie de son hydrogène qui se combine avec l'oxigène de l'atmosphère en abandonnant le soufre et forme de l'eau, mais une portion du soufre se convertit aussi par degrés en acide, et lorsque la proportion de l'hydrogène sulfuré est diminuée, et celle du soufre augmentée à un certain point, le soufre et l'hydrogène se combinent également l'un et l'autre avec l'oxigène. Si l'on verse des acides sulfurique ou muriatique sur un hydrosulfure resté pendant quelque tems exposé à l'air, il s'en dégage du gaz hydrogène sulfuré, il se dépose du soufre, et après un certain intervalle de tems, il s'exhale de l'acide sulfureux. C'est donc de l'acide sulfureux et non de l'acide sulfurique que produit la combinaison de l'hydrosulfure avec l'oxigène qu'il absorbe spontanément de l'atmosphère. Cependant la présence de cet acide n'est rendue sensible qu'au bout d'un certain tems, et que lorsqu'il a été séparé de l'hydrosulfure par un acide, parce que pendant tout aussi longtems qu'il rencontre de l'hydrogène sulfuré, il s'opère une décomposition réciproque, l'oxigène de l'acide se combine avec l'hydrogène du gaz, et le soufre est à la fois précipité, et de l'acide sulfureux, et de l'hydrogène sulfuré.

1re. ESPÈCE. *Hydrosulfure de barite.*

Si, après avoir tenu pendant quelque tems chauffé au rouge dans un creuset un mélange de sulfate de barite et de charbon, et avoir ainsi converti le sulfate en sulfure, on fait bouillir de l'eau sur la masse noire, on obtient en filtrant la liqueur lorsqu'elle est encore chaude, une dissolution de couleur verte qui donne par l'évaporation un grand nombre de cristaux d'hydrosulfure de barite. Il faut les séparer immédiatement de la liqueur par le filtre, et les faire sécher en les pressant bien dans du papier brouillard (1). Ces cristaux sont blancs, soyeux et sous la forme d'écailles. Ils se dissolvent dans l'eau et donnent à ce liquide une légère teinte de vert. Leur saveur est âcre et sulfureuse; ils se décomposent aisément à l'air.

2e. ESPÈCE. *Hydrosulfure de strontiane.*

J'ai obtenu ce composé par le même procédé de préparation que l'hydrosulfure de barite; et ses propriétés étant à-peu-près semblables, il n'exige point de description particulière.

---

(1) Berthollet, Ann. de chim. XXV. 241.

3e. ESPÈCE. *Hydrosulfure de potasse.*

On peut préparer cet hydrosulfure en saturant de potasse de l'hydrogène sulfuré ; mais il se forme aussi pendant la dissolution du sulfure de potasse, et il peut en être obtenu par évaporation. D'après l'exposé que Vauquelin nous a donné dernièrement des propriétés de ce composé, il est transparent et sans couleur. Ses cristaux, qui ont quelque ressemblance avec ceux du sulfate de soude, sont ordinairement de larges prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces. Quelquefois les prismes, ainsi que les pyramides qui les terminent, sont hexaèdres. La saveur de ce sel est alcaline et extrêmement amère. Exposé à l'air il en attire l'humidité et s'y résout promptement en un liquide de consistance sirupeuse qui teint en vert tous les corps avec lesquels il se trouve en contact; mais cette couleur n'est pas permanente, à moins que le corps touché par le liquide ne soit quelque substance métallique. Les cristaux de ce sel n'ont point d'odeur lorsqu'ils sont secs, mais par leur déliquescence ils en répandent une fétide. Ces cristaux se dissolvent dans l'eau et dans l'alcool en produisant beaucoup de froid.

Les acides en dégagent avec une très-vive effervescence l'hydrogène sulfuré, il ne se dépose pas la moindre particule de soufre. En versant de la dissolution d'hydrosulfure de potasse dans une dissolution de sulfate d'alumine, il se dépose sur-le-champ dans le mélange des cristaux d'alun. L'hydrosulfure de potasse précipite, ainsi que les autres composés de cette nature, toutes les dissolutions métalliques (1).

4ᵉ. ESPÈCE. *Hydrosulfure de soude.*

On peut préparer cet hydrosulfure de la même manière que le précédent. C'est de tous les composés de ce genre celui qui est le mieux connu et le plus généralement employé comme réactif. Berthollet nous a fait connoître ses propriétés à l'état de dissolution dans l'eau, mais Vauquelin est le premier qui l'ait obtenu cristallisé. Ayant abandonné à elle-même une dissolution concentrée de carbonate de soude impur (2), il s'apperçut au bout de quelque tems qu'il s'y étoit formé

(1) Vauquelin, Ann. de chim. XLII. 40.

(2) Ce carbonate avoit été préparé en décomposant du sulfate de soude par le charbon, et en séparant ensuite le soufre par la chaux.

spontanément des cristaux d'hydrosulfure de soude. Les cristaux de ce sel sont transparens et sans couleur. Leur forme est celle de prismes tétraèdres terminés par des pyramides, à quatre faces, et quelquefois on en trouve en octaèdres. Leur saveur est alcaline et fortement amère. La dissolution de cet hydrosulfure dans l'eau et dans l'alcool s'opère très-facilement et avec production de froid. Exposé à l'air il y devient déliquescent et de couleur verte. Les acides le décomposent en dégageant l'hydrogène sulfuré. Il ressemble par ses propriétés aux hydrosulfures (1).

[*Sulfite de soude hydrosulfuré.*] Quoique l'hydrogène sulfuré et l'acide sulfureux se décomposent mutuellement lorsqu'ils ne sont ni l'un ni l'autre en état de combinaison, il paroît qu'il n'en est pas ainsi lorsqu'ils sont unis à une base. Lorsqu'on mêle de l'eau imprégnée de gaz hydrogène sulfuré avec du sulfite liquide de soude, l'odeur du gaz disparoît, et par l'évaporation du mélange on obtient un sel qui semble être un composé triple, résultant de l'union des deux corps gazeux avec la soude. Vauquelin a décrit un sel semblable

(1) Vauquelin, Ann. de chim. XLI. 190.

qu'il a produit artificiellement par le même procédé que nous venons d'indiquer. Ce sel blanc et transparent cristallise en prismes à quatre pans. Il est sans odeur et ne s'altère point à l'air. Sa saveur est fraîche, amère et légèrement alcaline. Chauffé il se fond et redevient promptement solide ; il abandonne du soufre, et ce qui reste prend une couleur rouge foncée. Il n'y a, pendant tout le tems que cela dure, aucun dégagement de gaz (1).

5e. ESPÈCE. *Hydrosulfure de chaux.*

On produit aisément ce composé en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré dans de l'eau, qui tient de la chaux en suspension. La chaux est dissoute, et il se forme un hydrosulfure de cette terre; la dissolution est sans couleur, et d'une saveur âcre et amère ; ses propriétés sont analogues à celles des autres hydrosulfures. On n'a point essayé de se procurer l'hydrosulfure de chaux cristallisé.

6e. ESPÈCE. *Hydrosulfure d'ammoniaque.*

On obtient cet hydrosulfure en imprégnant

(1) Vauquelin, Ann. de chim. XXXII. 296.

de gaz hydrogène sulfuré une liqueur ammoniacale ; la dissolution se colore très-facilement en un jaune verdâtre. Lorsqu'on mêle ensemble dans une cornue parties égales de chaux, de muriate d'ammoniaque et de soufre, il passe un liquide jaune, qu'on appelle ordinairement *liqueur fumante de Boyle*, du nom de ce savant qui la prépara le premier. Cette liqueur, qui exhale constamment des fumées blanches, a une odeur fétide et fortement ammoniacale. Berthollet s'est assuré qu'elle ne doit sa propriété d'être ainsi fumante, qu'à une portion d'alcali non combinée. Ce liquide consiste principalement dans un hydrosulfure d'ammoniaque tenant un excès de soufre ; il perd peu-à-peu sa propriété de fumer, et dépose pareillement son excès de soufre. C'est alors un hydrosulfure d'ammoniaque presque pur.

7e. ESPÈCE. *Hydrosulfure de magnésie.*

L'eau imprégnée d'hydrogène sulfuré dissout la magnésie, et forme un hydrosulfure dont les propriétés n'ont pas été examinées (1).

(1) Berthollet, Ann. de chim. XXV. 235.

8e. *et* 9e. ESPÈCES. *Hydrosulfures de glucine et d'yttria.*

Les expériences de Vauquelin et de Klaproth nous ont appris que les hydrosulfures ne précipitent point la glucine et l'yttria de leurs dissolutions dans les acides, et il est par conséquent probable qu'ils sont susceptibles de se combiner avec l'hydrogène sulfuré, quoique ces sortes de composés n'aient jamais été l'objet de l'examen des chimistes. Il est bien reconnu que l'alumine et la zircone ne forment point d'union avec l'hydrogène sulfuré, d'où il s'ensuit que les hydrosulfures précipitent ces terres de leurs dissolutions dans les acides, à raison de l'affinité de leur base pour ces acides. Il se dégage pendant que cet effet a lieu du gaz hydrogène sulfuré.

II. Sulfures hydrogurés.

Les différentes bases terreuses et alcalines peuvent entrer en combinaison avec l'hydrogène sur-sulfuré, et il en résulte des composés qui sont depuis plus longtems connus que les hydrosulfures, quoique leurs propriétés n'aient pas été recherchées avec la même

attention. On peut les former en faisant bouillir ensemble la base, et le soufre dans de l'eau pure, ou en dissolvant leurs sulfures dans l'eau. Il se produit alors de l'hydrogène sursulfuré qui se combine avec la base. Ces composés étoient autrefois connus sous les noms d'*hépars liquides*, de *foies de soufre*. On peut aussi les former, ainsi que l'a fait voir Berthollet, en tenant un hydrosulfure liquide sur du soufre. Il en dissout une portion à froid: la liqueur devient d'une couleur foncée, et l'hydrosulfure est converti en sulfure hydrogурé (1). Ceux de ces composés, qui sont préparés par le premier procédé, contiennent un excès de soufre qui s'en sépare, lorsqu'on fait passer dans la liqueur de l'hydrogène sulfuré.

[*Les parties constituantes de ces composés varient considérablement.*] La manière la plus simple de considérer ces composés, c'est d'en concevoir la formation, comme résultant des combinaisons de l'hydrogène sulfuré, du soufre, et de la base respective; les proportions relatives du soufre et de l'hydrogène sulfuré semblent être susceptibles d'une grande variation. Il s'est élevé à cet égard entre Berthollet

(1) Berthollet, Ann. de chim. XXV. 242.

et Proust une discussion du plus haut degré d'intérêt, tant sous le rapport de l'importance du sujet, que sous celui de la sagacité, et des connoissances profondes des deux contestans. Berthollet chercha, il y a longtems, à démontrer que les bases alcalines ne peuvent retenir du soufre en dissolution qu'à l'aide de l'hydrogène sulfuré, et il a donné un très-grand développement à sa première opinion sur ce point dans sa *Statique chimique*. Proust admet, que dans ces combinaisons, il y a toujours présence d'hydrogène sulfuré ; mais il s'appuie d'un grand nombre d'expériences, pour faire voir que dans beaucoup de cas, la quantité en est extrêmement petite, et que, par conséquent cette substance ne peut pas être le moyen d'union entre la base liquide et le soufre. On peut réduire les résultats de ces expériences de Proust, aux trois principaux suivans ; 1°. parmi les sulfures hydrogurés, il en est beaucoup qui ne font point effervescence, lorsqu'on les traite avec un acide, mais qui seulement déposent du soufre ; 2°. en mêlant des hydrogures liquides avec l'acide muriatique, il se sépare du mélange du soufre hydroguré ; mais la quantité de cette dernière substance formée dépend de la proportion de l'hydrogène sulfuré contenu dans

l'hydrogure : or, beaucoup de sulfures hydrogurés, traités de cette manière ne fournissent que quelques atômes de soufre hydroguré, ils ne contiennent donc qu'une très-petite quantité d'hydrogène sulfuré ; 3°. lorsqu'on agite du mercure avec un hydrosulfure incolore, le métal n'éprouve aucune espèce de changement ; mais si c'est avec un sulfure hydroguré que l'agitation a lieu, le mercure se combine avec le soufre, et forme avec cette substance un sulfure noir. On peut séparer ainsi le soufre en totalité, et il ne reste plus qu'une dissolution sans couleur consistant dans l'hydrogène sulfuré, et dans les bases tenant un peu du sulfure noir de mercure en dissolution. En étendant suffisamment d'eau la liqueur, ce sulfure noir se précipite et laisse un hydrosulfure pur. Par cette méthode on n'obtient de quelques sulfures hydrogurés qu'une très-petite portion d'hydrosulfure. Telles sont les preuves que Proust met en avant pour étayer son opinion.

Berthollet reconnoît l'exactitude des deux premières expériences et en avoue les résultats, mais il les explique d'une manière différente. Il avoit déja fait voir, que lorsque l'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré viennent l'un et l'autre au contact, ils se décom-

posent mutuellement, et sont convertis en eau et en soufre. Lorsqu'un hydrosulfure est exposé à l'air, il y devient coloré à raison de ce que, par l'absorption de l'oxigène, une portion de l'hydrogène sulfuré est décomposée; il se forme de l'eau, et il se sépare du soufre qui en se combinant avec le liquide le change en un sulfure hydroguré; et lorsque la décomposition de l'hydrogène sulfuré s'est opérée ainsi, jusqu'à ce qu'il y ait eu une certaine portion de soufre dégagée, alors l'oxigène absorbé commence à se combiner également avec cette substance, et la met à l'état d'acide sulfureux : or, suivant Berthollet, tous ceux des sulfures hydrogurés qui ne font point effervescence avec les acides, et qui ne forment qu'une très-petite quantité de soufre hydroguré par leur mélange avec les acides, contiennent à la fois de l'acide sulfureux, et de l'hydrogène sulfuré. Lorsqu'on ajoute un acide, ils se trouvent être dégagés ensemble l'un et l'autre, et ils se décomposent mutuellement. Si l'acide sulfureux est en proportion plus grande, il n'y a aucune odeur d'hydrogène sulfuré, mais celle du soufre brûlant se manifeste par degrés. Le contraire arrive si c'est le gaz hépatique qui est en proportion plus considérable. Cette explication,

extrêmement ingénieuse, doit être aussi considérée comme satisfaisante, s'il est possible de faire voir que l'acide sulfureux est en effet présent dans les cas allégués. Cela est très-vraisemblable pour ceux dont il s'agit, mais il est difficile de prouver qu'il en soit de même dans toutes les circonstances.

Quant à la troisième expérience de Proust, Berthollet en nie la précision; Proust la cite comme établissant que lorsqu'on agite du mercure avec un sulfure hydroguré, le métal ne se combine qu'avec le soufre, sans toucher à l'hydrogène sulfuré, tandis que d'un autre côté l'oxide rouge de mercure décompose l'hydrogène sulfuré, et se combine avec son soufre sans attaquer le soufre de l'hydrogure. Berthollet trouva par ses expériences, que le mercure et son oxide rouge agissoient l'un et l'autre sur le soufre, et sur l'hydrogène sulfuré, mais que les phénomènes varioient selon les proportions des différentes substances employées (1). Au total, l'opinion de Berthollet paroît bien fondée, quoiqu'il l'ait peut-être poussée un peu trop loin.

[*Sulfure hydroguré de potasse.*] 1. Lorsqu'on mêle ensemble dans un flacon, de l'hy-

(1) Jour. de phys. LIX. 260; LX. 284 et 347.

drate de potasse, et des fleurs de soufre, ces substances agissent très-promptement l'une sur l'autre ; il y a dégagement de calorique et formation de sulfure hydroguré d'une belle couleur rouge qui exhale, lorsqu'on le traite avec un acide, du gaz hydrogène sulfuré. En tenant pendant 10 à 12 heures de la potasse liquide d'une pesanteur spécifique de 1.26, sur des fleurs de soufre, il y a dissolution, et production d'un composé semblable. A l'aide de la chaleur la combinaison a beaucoup plus promptement lieu ; la dissolution dans l'eau du sulfure de potasse desséché, produit une combinaison de la même espèce (1). Dans tous ces cas, l'apparence du sulfure hydroguré est la même, quoique ses propriétés diffèrent considérablement : lorsqu'il a été formé à l'aide de la chaleur, la quantité d'hydrogène sulfuré que les acides en dégagent est toujours très-peu considérable, et souvent même elle n'est pas sensible ; je me suis assuré par mes expériences, que cela tient en grande partie au soin qu'on a pris de le préserver du contact de l'air.

Le sulfure hydroguré liquide de potasse, ou

---

(1) Proust, Jour. de phys. LIX. 266.

de soude, ainsi formé est une liqueur d'un rouge foncé tournant au brun ; quelquefois elle est inodore, et quelquefois elle a, ainsi que Proust l'a fait remarquer, l'odeur de raves; et en la gardant pendant quelque tems, elle acquiert celle d'hydrogène sulfuré. Sa saveur est âcre, amère et fraîche ; elle fait sur la peau des taches d'un vert foncé. On dit qu'en la conservant dans des vaisseaux fermés, elle dépose du soufre, devient incolore, et se convertit en un hydrosulfure (1). Le sulfure hydroguré de potasse agit avec une grande énergie sur tous les métaux, que souvent il met à l'état de sulfures. Stahl a démontré, il y a longtems, qu'il peut même dissoudre l'or. On n'a pas examiné la nature de cette dissolution, dont l'or est précipité par les acides à l'état métallique et de mélange avec le soufre.

[*D'ammoniaque.*] 2. En mettant l'ammoniaque en contact avec des fleurs de soufre, elle en dissout une portion et se colore en

(1) Je n'ai jamais remarqué cet effet, quoique j'aie gardé de ce sulfure hydroguré dans des vaisseaux fermés pendant des années. Il se décolore très-promptement dans des flacons qui ne sont pas bien bouchés, en se convertissant en sulfate de potasse.

jaune ; mais elle ne prend point l'odeur d'hydrogène sulfuré (1). On peut former le sulfure hydroguré d'ammoniaque, en mettant sur du soufre de l'hydrosulfure d'ammoniaque. La dernière portion du liquide qui passe à la distillation de la *liqueur fumante de Boyle*, est aussi un sulfure hydroguré. Ce composé dépose avec une grande facilité l'excès de soufre qu'il contient, et se rapproche de l'état d'un hydrosulfure.

[*De barite et de strontiane.*] 3. Les sulfures hydrogurés de barite et de strontiane s'obtiennent en dissolvant leurs sulfures dans l'eau, ou même en les exposant à l'air. Ils sont de couleur verte et d'une saveur âcre ; mais, à cet égard, ils sont de beaucoup inférieurs en intensité aux sulfures hydrogurés d'alcalis fixes, et leur action sur les autres corps n'est pas aussi puissante.

[*De chaux.*] 4. En faisant bouillir dans l'eau un mélange de chaux et de soufre, le liquide prend une belle couleur orangé, et contient en dissolution le sulfure hydroguré de chaux. Ce liquide a également une saveur très-amère. C'est le seul, actuellement connu, qui soit susceptible de dissoudre une quantité

(1) Proust, Jour. de phys. LIX. 269.

notable de gaz azote; lorsqu'on le garde dans des flacons fermés, il dépose peu-à-peu du soufre à l'état d'une croûte noire, et il devient parfaitement incolore.

[*De magnésie.*] 5. On peut former le sulfure hydroguré de magnésie de la même manière que les autres. Il a été à peine examiné; il n'a que peu de permanence.

6. On n'a pas reconnu que les terres pures fussent susceptibles de se combiner avec l'hydrogène sur-sulfuré, et de former des sulfures hydrogurés.

III. Hydrosulfures et sulfures hydrogurés métalliques.

Les hydrosulfures et les sulfures hydrogurés ont la propriété de précipiter tous les métaux, le rhodium excepté, de toute dissolution qui peut les contenir; et comme ils ne produisent cet effet sur aucune autre terre que l'alumine et la zircone, on peut les considérer comme un moyen très-avantageux d'indication de la présence des métaux. La précipitation des substances métalliques par les hydrosulfures, et sulfures hydrogurés, résulte de la combinaison de l'hydrogène sulfuré, de l'hydrogène sur-sulfuré ou du soufre, avec le

corps métallique qui est toujours dépouillé d'une portion, ou de la totalité de son oxigène, tandis qu'en même tems la base de l'hydrosulfure se combine avec l'acide qui tenoit l'oxide en dissolution ; l'alumine et la zircone sont précipitées par la base de l'hydrosulfure, et l'hydrogène sulfuré qui n'est pas susceptible de combinaison avec ces terres, s'exhale à l'état de gaz. Ce sont les hydrosulfures ou sulfures hydrogurés, de potasse, ou d'ammoniaque, qu'on choisit ordinairement pour opérer ces précipitations, et dans beaucoup de cas on peut reconnoître à la couleur du précipité la nature particulière du métal séparé. La table qui suit présente l'indication des couleurs d'après lesquelles on peut établir cette distinction.

Couleur des précipités.

MÉTAUX.	Précipités par l'hydrosulfure de potasse.	Précipités par le sulfure hydrogué de potasse.
Or..........	Noir	Noir.
Platine	*Idem*.........	*Idem*.
Argent	*Idem*.........	*Idem*.
Mercure......	Noir brun.....	Blanc tournant au noir.
Palladium.....	Noir.........	
Cuivre	*Idem*.........	Brun
Fer..........	*Idem*.........	Blanc tournant au jaune.
Nickel........	*Idem*.........	Noir.
Etain	*Idem*.........	*Idem*.
Plomb........	*Idem*.........	Blanc tournant au noir.
Zinc.........	Blanc	Blanc.
Bismuth......	Noir.........	Noir.
Antimoine	Orangé.......	Jaune orangé.
Tellure.......	Noir	Brun foncé ou noir.
Arsenic	Jaune........	Jaune.
Cobalt........	Noir.........	Noir.
Manganèse....	Blanc	Blanc.
Chrôme	Vert	
Molybdène....	Brun rougeâtre.	
Urane........	Brun	Jaune brunâtre (*).
Titane	Vert bouteille..	Vert bleuâtre (*).
Columbium ...	Chocolat......	
Cérium.......	Brun.	

(*) Dans ces expériences, Klaproth se servit d'hydrosulfure d'ammoniaque.

On s'est beaucoup trop peu occupé jusqu'à présent de ces précipités. Ce seroit bien cependant un objet digne de recherches particulières, comme pouvant nous fournir les moyens de reconnoître la nature des composés que les métaux et leurs oxides peuvent former avec le soufre, et ses combinaisons avec l'hydrogène. Tout ce qu'on a pu observer à cet égard, se borne à ce qui suit.

[*Sulfures*.] 1. Presque tous les métaux se combinent avec le soufre ; il en résulte des sulfures qui sont sans saveur, indissolubles dans l'eau, fragiles et souvent avec l'éclat métallique.

2. Dans toutes ces combinaisons, il n'y a qu'une certaine portion du soufre qui ait pu s'unir au métal. Si on en emploie au-delà de cette quantité, le surplus s'échappe pendant la combinaison. Dans la plupart des sulfures métalliques, les métaux sont avec un maximum de soufre, et ne peuvent pas s'y combiner autrement, tandis que dans quelques autres la proportion de cette substance varie. Il en résulte à l'égard de ceux-ci deux séries distinctes de composés ; la première contenant un minimum, et la seconde un maximum de soufre. On peut désigner les corps de la première série par le nom de *sulfures*, et

appeler *sur-sulfures* ceux de la seconde. On a présenté dans la table qui suit les noms et les couleurs respectives de tous ceux de ces deux suites de corps, dont on a reconnu jusqu'à présent l'existence.

	SULFURE.	SUR-SULFURE.
Mercure.........	Noir.	Rouge.
Cuivre..........	Jaune.	Jaune.
Fer.............	Jaune.	Jaune.
Plomb...........	Bleu.	Bleu.

3. Le soufre réduit beaucoup d'oxides à l'état métallique; mais il semble s'unir à d'autres, et former avec eux des composés qu'on peut appeler oxides sulfurés. Deux des composés de cette nature, les oxides sulfurés d'étain et de manganèse ont été examinés, et décrits par les chimistes.

[*Action de l'hydrogène sulfuré.*] 4. On ne s'est pas assuré de la faculté de combinai-

son de l'hydrogène sulfuré avec les métaux. A en juger par analogie avec les autres acides, on en concluerοit qu'il n'en est pas susceptible ; mais en chimie ce sont toujours des décisions hasardeuses, et généralement sujètes à erreur, que celles prises d'après cette seule considération. La facilité avec laquelle le gaz hydrogène sulfuré ternit le plomb, le cuivre jaune, et l'argent, est bien connue; mais dans ces cas, il semble y avoir décomposition du gaz et formation seulement d'un sulfure simple. L'eau imprégnée de gaz hydrogène sulfuré dissout quelques-uns des métaux, et spécialement le fer ; mais il est probable qu'alors le métal est converti en oxide.

5. L'hydrogène sulfuré semble avoir la propriété de réduire le plus grand nombre des oxides à l'état métallique, et c'est par cette raison qu'il précipite les dissolutions métalliques. L'hydrogène du gaz, et l'oxigène de l'oxide s'unissent mutuellement, tandis que le soufre et le métal réduit sont séparés, et se déposent en état de combinaison. La plupart des précipités métalliques ne sont autre chose que des sulfures ordinaires. Il y a cependant à cet égard plusieurs exceptions.

[*Hydrosulfure de mercure.*] Proust a fait voir que l'oxide rouge de mercure a la propriété

de décomposer l'hydrogène sulfuré des hydrosulfures (1), et Berthollet s'est assuré que la rapidité avec laquelle l'effet se produit dépend de la proportion des substances employées (2). En agitant de l'oxide rouge de mercure dans un hydrosulfure liquide, il se forme une poudre noire qui, lorsqu'elle est chauffée, passe promptement à l'état de cinnabre. Le même changement s'opère à la longue sur cette substance par son exposition à la lumière. Berthollet a conclu de ces faits que cette poudre noire se compose, au moins en partie, d'oxide de mercure, et d'hydrogène sulfuré, et que l'action du calorique facilite la décomposition mutuelle du gaz et de l'oxide. S'il en est ainsi, la poudre noire peut être considérée comme étant un hydrosulfure de mercure.

[*D'étain.*] Lorsqu'on verse de l'hydrogène sulfuré, ou un hydrosulfure, dans la dissolution d'un sel d'étain, il se produit un précipité dont la couleur varie selon l'état d'oxidation du métal. Elle est, avec le peroxide, d'un jaune doré, et avec le protoxide d'un brun obscur. Proust annonce que l'un et l'autre

---

(1) Jour. de phys. LIX. 268.
(2) *ibid.* LX. 288.

de ces précipités sont des hydrosulfures, ou des combinaisons de l'hydrogène sulfuré avec les oxides respectifs d'étain, qui n'ont point éprouvé de changement. Lorsqu'on les traite avec l'acide muriatique, l'hydrogène sulfuré en est dégagé, et il se forme de l'étain muriaté (1).

[*Métaux que ne précipite pas l'hydrogène sulfuré.*] On sait qu'il y a six métaux que l'hydrogène sulfuré ne précipite pas de leurs dissolutions dans les acides. Ces métaux sont le fer, le nickel, le cobalt, le manganèse, le titane et le cérium. On peut, en conséquence, en conclure que cette substance est incapable d'opérer la réduction des oxides de ces métaux. Il est probable qu'elle peut s'unir à leurs oxides et former avec eux des hydrosulfures, et nous savons que c'est ce qui a lieu à l'égard de quelques-uns d'eux; car on ne pourroit pas raisonnablement penser que plusieurs autres protoxides métalliques soient susceptibles d'entrer dans des combinaisons semblables. Nous allons parler de ceux des hydrosulfures métalliques actuellement connus.

Hydrosulfure d'étain. Les deux oxides d'étain s'unissent l'un et l'autre avec l'hydrogène sulfuré.

(1) Jour. de phys. LIX. 336.

Le protoxide hydrosulfuré est d'un brun obscur, et le peroxide hydrosulfuré d'un jaune doré.

Hydrosulfure de zinc. Les hydrosulfures de potasse ou d'ammoniaque précipitent le zinc de sa dissolution dans les acides en une masse blanche. Cette substance, qui se dissout complètement dans l'acide muriatique, et avec dégagement abondant d'hydrogène sulfuré, est évidemment un hydrosulfure. On peut le former aussi en traitant l'oxide blanc de zinc avec l'hydrosulfure d'ammoniaque (1).

[*Blende.*] Vauquelin remarque que les échantillons transparens du *sulfure de zinc natif* ou *blende*, se dissolvent souvent de la même manière en exhalant du gaz hydrogène sulfuré (2). Il est très-probable que ces échantillons se rapprochent de la nature de l'hydrosulfure de zinc. Il y auroit alors trois espèces différentes de minéraux actuellement confondus sous la dénomination de *blende*; savoir, le sulfure de zinc, l'oxide sulfuré de zinc et l'hydrosulfure de zinc.

Hydrosulfure d'antimoine. Les hydrosulfures de potasse ou d'ammoniaque produisent, dans

---

(1) *Voyez* la table de Berthollet, Ann. de chim. XXV. 272.

(2) *Ibid.* XXXVII. 66.

une dissolution acide d'antimoine, un précipité d'une belle couleur orangé qui, d'après les expériences de Berthollet, de Thenard et de Proust, est un hydrosulfure d'antimoine. Ce composé acquit, vers le commencement du 18e. siècle, sous le nom de *kermès minéral*, une grande célébrité à raison de ses vertus médicinales. Le procédé de sa préparation, découvert d'abord par Glauber, et depuis par Lémery et Elder, fut, pour la première fois, mis en vogue en France par un prêtre nommé Simon, qui en tenoit le secret de La Ligerie, chirurgien, à qui un élève de Glauber en avoit donné communication. Le gouvernement français acheta de La Ligerie le secret de cette méthode de préparation, et le publia en 1720. Il consistoit à faire bouillir, à plusieurs reprises, une dissolution de potasse très-étendue sur du sulfure d'antimoine. Il se précipitoit, par le refroidissement de la dissolution, une petite portion de kermès. Cette manipulation présentant le double inconvénient d'être fatigante et mal conçue, les pharmaciens adoptèrent de préférence le procédé suivant de Lémery.

Après avoir trituré ensemble dans un mortier 16 parties de sulfure d'antimoine, 8 parties de potasse du commerce et une partie de soufre,

on fait fondre le mélange dans un creuset et on met la masse dans un vaisseau de fer. Lorsqu'elle est refroidie on la réduit en poudre, on la fait bouillir dans une suffisante quantité d'eau, et on filtre la liqueur pendant qu'elle est encore chaude. Elle dépose en abondance par refroidissement du kermès à l'état d'une poudre jaune qu'on édulcore ensuite avec une quantité convenable d'eau et qu'on fait sécher. On peut encore faire dissoudre 10 parties de potasse dans 20 parties d'eau et ajouter à cette dissolution, préalablement chauffée, une partie de sulfure d'antimoine en poudre. Après avoir bien agité cette dissolution on la fait bouillir pendant quelques minutes et on la filtre chaude. Elle dépose par refroidissement une grande quantité de kermès.

Cette poudre attira particulièrement l'attention des chimistes. Bergman démontra d'abord qu'elle contenoit de l'hydrogène sulfuré; mais ce fut Berthollet qui, le premier, en fit connoître la véritable composition. Elle est, suivant l'analyse de Thenard, de

20.30	Hydrogène sulfuré.
4.15	Soufre.
72.76	Protoxide d'antimoine.
2.79	Eau et perte.
100.00	(1)

Cette substance, exposée à l'air, en absorbe peu-à-peu l'oxigène et s'y blanchit; il s'exhale de l'hydrogène sulfuré.

Si, après que le kermès minéral, préparé selon l'une ou l'autre de ces formules, a été précipité de sa dissolution, on ajoute un acide à la liqueur, il s'y forme un autre précipité de couleur orangé que par cette raison on a appelé *soufre doré*. Cette substance est composée suivant l'analyse de Thenard, de

17.87	Hydrogène sulfuré.
68.30	Protoxide.
12.00	Soufre.
98.17	(2).

Le soufre doré est par conséquent un hydrosulfure avec excès de soufre et une plus petite proportion de base. Goetling a proposé le moyen suivant de préparer ce composé. On

(1) Ann. de chim. XXXII. 268.
(2) *Ibid.*

met dans une dissolution bouillante de potasse pure, un mélange de 2 parties de sulfure d'antimoine et de 3 parties de soufre. On étend ensuite d'eau cette dissolution et on la précipite par de l'acide sulfurique affoibli (1).

Hydrosulfure de manganèse. En traitant l'oxide noir de manganèse avec de l'hydrogène sulfuré liquide, la couleur noire de l'oxide disparoît. Une portion de l'hydrogène sulfuré est décomposée aux dépens de l'oxigène de l'oxide noir, et l'oxide blanc ainsi produit est dissous par l'hydrogène sulfuré, et s'obtient par évaporation en une masse blanche complètement dissoluble dans l'acide muriatique avec dégagement abondant d'hydrogène sulfuré. C'est donc un hydrosulfure de manganèse (2). On forme le même composé en mêlant un hydrosulfure de potasse avec un sel de manganèse.

Hydrosulfure d'arsenic. L'hydrogène sulfuré se combine avec l'oxide blanc d'arsenic dissous

---

(1) Bergman. III, 172. Les expériences de Proust sur ces composés, quoique singulièrement intéressantes, sont d'une trop grande étendue pour être inserées ici. *Voyez* Jour. de phys. LV. 328.

(2 Berthollet, Ann. de chim. XXV, 258.

dans l'eau. Le liquide prend une couleur jaune, mais il ne se manifeste point de précipité, et par conséquent l'hydrosulfure d'arsenic est, comme celui de manganèse, dissoluble dans l'eau, au moins à la faveur d'un excès d'hydrogène sulfuré. Cet hydrosulfure a exactement la même apparence que le sulfure jaune d'arsenic.

Hydrosulfure de fer. L'hydrogène sulfuré se combine avec l'oxide vert de fer, et le composé se dissout dans l'eau : mais cette dissolution dépose promptement une poudre noire qui est un sulfure hydroguré de fer.

6. On ne s'est pas assuré, d'une manière satisfaisante, si parmi les autres métaux il en est qui puissent former des combinaisons appelées sulfures hydrogurés. Cela paroît assez probable, mais ce sujet important exige des recherches beaucoup plus étendues et plus complètes.

CHAPITRE V.

Des savons.

Les huiles fixes ont la propriété de se combiner avec les alcalis, les terres et les oxides

métalliques, et de former avec ces corps une classe de composés auxquels on a donné le nom de *savons*. Comme ils diffèrent essentiellement entre eux, selon que leur base est un alcali, une terre ou un oxide, il convient de traiter séparément de chacune de ces trois sortes de savons, dont la considération sera l'objet des trois sections suivantes.

SECTION PREMIÈRE.

Des savons alcalins.

Les huiles fixes étant en grand nombre, et toutes, ou presque toutes ces huiles pouvant se combiner avec les alcalis, les terres et les oxides, il est naturel de supposer qu'il y a autant de genres de savons alcalins qu'il y a d'huiles fixes. Il est bien certain en effet que les savons diffèrent entre eux suivant la nature de l'huile qui entre dans leur composition, mais ces différences ne sont pas assez importantes pour exiger une description particulière. Il suffira donc de diviser les savons alcalins en autant d'espèces qu'il y a d'alcalis, et de considérer ceux de ces savons qui ont la même base alcaline, mais qui diffèrent par leur huile, comme des variétés des mêmes espèces.

1re. Espèce. *Savon de soude ou savon solide.*

[*Histoire.*] Le mot savon (*sapo*, σαπων) se rencontre, pour la première fois dans les ouvrages de Pline et de Galien. Il dérive évidemment du vieux mot allemand *sepe* (1). Pline nous apprend que la découverte du savon est due aux Gaulois; qu'ils le faisoient avec des cendres et du suif, et que le savon des Allemands étoit considéré comme étant le meilleur (2).

[*Préparation.*] On peut préparer le savon de la manière suivante. On met dans un vaisseau de bois ou cuvier, de la soude du commerce pulvérisée et bien mélangée, avec environ les 0.20 de son poids de chaux humectée d'une petite quantité d'eau et passée immédiatement auparavant à travers un crible. On met sur ce mélange beaucoup plus d'eau qu'il n'en faut pour qu'il en soit entièrement recouvert, et on l'y laisse ainsi séjourner pendant plusieurs heures. La chaux attire l'acide carbonique de la soude, et l'eau s'imprègne fortement d'alcali

(1) Beckman's *History of inventions*. III. 239. Un mot semblable est encore en usage parmi le peuple en Ecosse.
(2) Pline, lib. XVIII. c. 51.



pur. On soutire alors cette eau par le moyen d'un robinet placé à la partie inférieure du cuvier et cette liqueur s'appelle la *première lessive*. Sa pesanteur spécifique doit être d'environ 1.200.

On verse ensuite une nouvelle quantité d'eau sur le mélange, après avoir fermé le robinet, et au bout de deux ou trois heures de repos on l'en fait écouler comme la première. Cette eau est la *seconde lessive*.

On fait de la même manière une *troisième lessive*.

On peut mettre encore une portion d'eau sur le cuvier afin de s'assurer si la soude a été dissoute en totalité, et cette dernière lessive foible est mise à part, pour être employée dans les opérations subséquentes à former la première lessive.

On met alors dans la chaudière avec une portion de la *troisième* ou *plus foible lessive*, une quantité d'huile égale en poids à six fois celui de la soude employée. On fait bouillir ce mélange et on l'entretient à ce degré de chaleur, en l'agitant continuellement avec un instrument de bois destiné à cet usage. On ajoute successivement au mélange, et par intervalles, le reste de la troisième lessive, et lorsqu'elle est ainsi entièrement consommée, on

introduit dans la chaudière avec les mêmes précautions, et en continuant d'agiter le mélange, *la seconde lessive*. L'huile devient laiteuse, elle se combine avec l'alcali, et au bout de quelques heures de cuisson elle commence à acquérir de la consistance. On ajoute alors un peu de la *première lessive* et on remue toujours le mélange avec soin. Il s'épaissit de plus en plus à mesure qu'on y introduit successivement de nouvelles portions de cette première lessive, et, à la fin, la matière savoneuse commence à se séparer de la partie aqueuse du mélange. On facilite alors cette séparation et on la rend plus complète par une addition de muriate de soude. On continue encore l'ébullition pendant deux heures, après quoi on suspend le feu et on cesse de remuer le mélange; toute la masse savoneuse se réunit promptement et complètement, par le repos, à la partie supérieure de la chaudière, et la portion aqueuse reste au-dessous; on la fait écouler au moyen d'un tuyau adapté à cet effet au fond de la chaudière, et comme cette liqueur contient du carbonate de soude on la réserve pour s'en servir au besoin.

Lorsque le mélange ne consiste plus que dans la pâte savoneuse, on allume de nouveau le feu sous la chaudière, et pour en faciliter la

liquéfaction on ajoute un peu d'eau, et mieux encore, de la lessive foible. Dès que l'ébullition a lieu, on verse dans la chaudière, par petites portions et à plusieurs reprises, le reste de la première lessive. Lorsque le savon a acquis par cete seconde cuisson le degré de consistance convenable, ce dont on s'assure en retirant de tems en tems une petite portion de la matière qu'on fait refroidir, on cesse le feu, et après quelques heures de repos on sépare encore, comme auparavant, la partie aqueuse. On chauffe alors une dernière fois la matière savoneuse en y mêlant un peu d'eau pour la mettre à l'état d'une pâte bien homogène et bien liée. On la décante ensuite dans des vaisseaux préparés pour la recevoir et dont on a eu soin de garnir le fond d'un peu de carbonate de chaux en poudre afin d'éviter que le savon n'y adhère. On en retire, au bout de quelques jours, le savon qui est alors assez ferme pour être formé en pains et divisé en tablettes ou briques (1).

L'emploi du muriate de soude dans ce procédé a pour objet de séparer l'eau du savon

(1) Ann. de chim. XIX. 253. Mémoire de Darcet, Lelièvre et Pelletier.

à raison de la plus forte affinité de ce liquide pour le muriate de soude.

De toutes les huiles c'est celle d'olive qui est la plus propre à la fabrication du savon, et, après elle, le suif est peut-être la substance qu'on peut y employer avec le plus d'avantage. Mais on peut faire usage pour cet objet d'une grande variété d'autres huiles, ainsi que le prouvent les expériences des chimistes français que nous avons déja cités. Ils trouvèrent cependant que les huiles de lin et de baleine ne convenoient point pour la confection des *savons solides*, quoiqu'on pût s'en servir avec succès, pour celle des *savons mous*. Les Hollandais se sont servi pendant longtems pour cet objet d'huile de baleine.

On peut faire aussi le savon à froid, mais alors sa fabrication exige beaucoup plus de tems et une plus grande proportion d'alcali.

[*Sophistication.*] Les manufacturiers ont imaginé divers moyens de sophistiquer le savon, ou d'y ajouter des ingrédiens qui puissent en augmenter le poids sans en élever la valeur. La substance qu'ils emploient le plus ordinairement pour produire cet effet, c'est l'eau qu'on peut introduire en grandes quantités dans les savons, et sur-tout dans ceux fabriqués avec le suif sans que la consistance en soit diminuée.

Il est facile de découvrir cette fraude en laissant pendant quelque tems le savon exposé à l'air. L'eau s'en évapore, et on peut juger de la quantité qu'on y en a ajoutée par la diminution de son poids. Comme un savon ainsi falsifié étant gardé, perdroit son eau, les fabricans, pour éviter cet inconvénient, le maintiennent dans des dissolutions saturées de muriate de soude. Ce sel n'étant pas susceptible de dissoudre le savon, il le préserve de toute évaporation en même tems qu'il en conserve ou plutôt qu'il en augmente le poids. MM. Darcet, Lelièvre et Pelletier prirent deux morceaux égaux en poids de savon sophistiqué de cette manière. Ils en exposèrent un à l'air dans un endroit sec, et ils plongèrent l'autre dans une dissolution saturée de muriate de soude. Au bout d'un mois le premier de ces morceaux avoit perdu les 0.56 de son poids, tandis que celui de l'autre s'étoit accru des 0.10 (1). On a trouvé divers autres moyens de sophistiquer le savon, mais comme ils ne sont pas généralement connus, ce seroit faire une chose préjudiciable que de les publier et d'en donner la description.

[*Analyse.*] L'analyse des savons a été faite

(1) Ann. de chim. XIX. 330.

par plusieurs chimistes, mais les résultats qu'ils en ont obtenus ne se sont pas trouvés d'accord parce que ceux qu'ils ont essayés varioient dans leurs proportions d'eau. Il paroît cependant d'après les expériences de Darcet, Lelièvre et Pelletier, que le savon nouvellement fabriqué et exposé en vente contient

60.94	Huile.
8.56	Alcali.
30.50	Eau.
100.00	

Le savon se dissout dans l'eau et dans l'alcool; ses propriétés, comme détersif, sont trop bien connues pour qu'il soit nécessaire de les décrire.

Le savon fait avec le suif et la soude est de couleur blanche. On le distingue, en conséquence, par le nom de savon *blanc*; mais afin de rendre moins élevé le prix de cet article dans le commerce, les fabricans sont dans l'usage d'ajouter au suif une portion considérable de résine, et ce mélange forme le savon *jaune* ordinaire.

2ᵉ. ESPÈCE. *Savon de potasse ou savon mou.*

[*Formation.*] On peut substituer la potasse

à la soude dans la fabrication du savon, et en opérant précisément de la même manière qu'avec la soude; mais il est à observer qu'alors le savon ne peut être amené à l'état solide. On ne peut jamais lui donner une plus grande consistance que celle de la graisse de porc. On appelle ce savon fait avec de la potasse *savon mou.* Ses propriétés, comme détersif, ne diffèrent pas essentiellement de celles du *savon solide,* mais il n'est pas d'un emploi aussi avantageux. La potasse étoit l'espèce d'alcali dont se servoient les Gaulois et les Germains pour fabriquer le savon. C'est par cette raison, sans doute, que les Romains le décrivent comme un onguent. On se sert en Angleterre d'huile de baleine pour la confection du savon mou; on y ajoute aussi un peu de suif qui, au moyen de précautions particulières, s'y trouve dispersé à travers sa substance en belles taches blanches.

On a avancé qu'il étoit possible de faire du savon solide avec de la potasse. Ce moyen, qu'on annonçoit comme une recette particulière, consiste à ajouter une grande quantité de muriate de soude au savon fabriqué avec la potasse par les procédés qui viennent d'être décrits. Après avoir fait bouillir le tout pendant quelque tems, la matière savoneuse devient solide en se refroidissant. MM. Darcet,

Le Lièvre et Pelletier se sont assurés qu'on pouvoit en effet employer cette méthode avec succès ; mais alors ce n'est plus la potasse, mais bien la soude que le savon solide, ainsi formé, a pour base ; car lorsqu'on ajoute du muriate de soude à du savon fait avec de la potasse, cet alcali décompose le sel en lui enlevant son acide avec lequel il se combine, tandis qu'en même tems la soude séparée du muriate de soude s'unit à l'huile qui étoit en état de combinaison avec la potasse, et forme le savon solide. Le muriate de potasse que produit cette double décomposition reste indissoluble dans l'eau et est entraîné avec elle (1).

[*Savon de laine.*] Chaptal a proposé dernièrement de remplacer l'huile par de la laine dans la fabrication du savon. Dans une lessive alcaline, préparée à la manière ordinaire et tenue en ébullition, on jette successivement de vieux morceaux de laine ou de drap. Ils y sont promptement dissous ; on continue à y en ajouter ainsi peu-à-peu de nouvelles portions en remuant continuellement le mélange. Lorsque la lessive n'en peut plus dissoudre, le savon est fait (2). On dit que cette fabrication

(1) Ann. de chim. XIX. 322.

(2) *Ibid.* XXI. 27.

de savon a été essayée avec succès. Il pourroit être sans doute substitué avec beaucoup d'avantage aux autres dans plusieurs manufactures, si on peut l'obtenir à meilleur compte que ceux dont on s'y sert actuellement.

[*Savon de poisson.*] On proposa, il y a quelque tems, de faire emploi des muscles de poisson au lieu de suif ou d'huile dans les manufactures de savon; mais il a été prouvé par les expériences de M. Jameson, que l'usage de cette substance ne peut remplir cet objet (1).

3e. ESPÈCE. *Savon d'ammoniaque.*

Berthollet est le premier qui se soit particulièrement occupé de ce savon, qu'on peut former en mêlant ensemble du carbonate d'ammoniaque et du savon de chaux. Il se fait une double décomposition, et le savon d'ammoniaque se réunit à la surface de la liqueur sous la forme d'une huile. On peut plus facilement encore préparer ce savon ammoniacal en versant une dissolution de muriate d'ammoniaque dans une dissolution du savon ordinaire dans l'eau.

La saveur du savon d'ammoniaque est plus piquante que celle des autres savons; il se

(1) Nicholson's *Jour.* III. 113.

dissout à peine dans l'eau, mais très-facilement dans l'alcool. Exposé à l'air il s'y décompose par degrés. La substance qu'on emploie, sous le nom de *liniment volatil*, comme topique dans les rhumatismes, n'est guères autre chose qu'un savon de cette espèce.

Tous les savons alcalins se rapportent entre eux dans leurs propriétés, dans leur faculté de dissolubilité dans l'eau et l'alcool, et quant aux effets de leur emploi comme détersifs.

Section II.

Des savons terreux.

Les savons terreux, qui n'ont encore été examinés jusqu'à présent que par Berthollet, diffèrent essentiellement des savons alcalins. Ils sont indissolubles dans l'eau, et n'ont point de propriétés détersives. On peut les préparer très-promptement en mêlant du savon ordinaire avec la dissolution d'un sel terreux. L'alcali du savon se combine avec l'acide du sel, tandis que la terre et l'huile en s'unissant ensemble, forment un savon terreux. C'est par cette raison que les eaux qui tiennent un sel terreux en dissolution, et qu'on désigne par la dénomination d'eaux *dures*, ne sont pas

propres au lavage ; elles décomposent le savon ordinaire, et produisent un savon terreux qui ne se dissout pas dans l'eau.

1re. ESPÈCE. *Savon de chaux.*

Ce savon peut s'obtenir en mêlant de l'eau de chaux avec une dissolution de savon ordinaire. Ce savon est insoluble dans l'eau et dans l'alcool. Le carbonate d'alcali fixe le décompose (1). Il se fond difficilement et seulement à une très-forte chaleur.

Les savons de barite et de strontiane ressemblent presqu'exactement à celui de chaux.

2e. ESPÈCE. *Savon de magnésie.*

Ce savon, qui est extrêmement blanc, peut être produit par le mélange des dissolutions du savon ordinaire et du sulfate de magnésie. Il est onctueux au toucher; on en opère difficilement la dessication, et dans cet état il conserve sa blancheur. Il est indissoluble dans l'eau bouillante. L'alcool et les alcalis fixes le dissolvent en grande proportion. L'eau rend laiteuse sa dissolution dans l'alcool. A une chaleur médiocre il se fond en une masse trans-

(1) Thouvenel.

parente, légèrement colorée en jaune et très-fragile (1).

3e. Espèce. *Savon d'alumine.*

La formation de ce savon résulte du mélange de dissolutions d'alun et de savon ordinaire. C'est une substance molle, flexible, qui conserve, lorsqu'elle est sèche, sa souplesse et de la ténacité. Ce savon est insoluble dans l'alcool, dans l'eau et dans l'huile. Au feu il se fond aisément et se réduit en une masse jaunâtre et transparente (2).

Section III.

Des savons métalliques et des emplâtres.

On peut opérer la combinaison des oxides métalliques avec les huiles, de deux manières différentes; 1°. en mêlant ensemble une dissolution de savon ordinaire et la dissolution d'un sel métallique; 2°. par l'union directe de l'oxide métallique avec l'huile soit à froid, soit à chaud.

(1) Berthollet, Mém. part. 1780. Nicholson's *Jour.* I. 170.

(2) *Ibid.*

Le composé, produit par le premier procédé, s'appelle *savon métallique*, et on donne le nom d'*emplâtre* à celui qui résulte du second. C'est ainsi que nous allons considérer successivement l'un et l'autre de ces corps.

I. Savons métalliques.

Berthollet, qui a fait l'examen de ces espèces de savons, a proposé l'emploi pour la peinture de quelques-uns d'entre eux, et d'en appliquer plusieurs autres à l'usage des vernis; mais il ne paroît pas qu'on s'en soit encore servi pour l'un ou l'autre objet.

1. *Savon de mercure.* C'est le produit du mélange d'une dissolution du savon commun et de muriate corrosif de mercure. La liqueur devient laiteuse et le savon de mercure s'y précipite peu-à-peu. Ce savon de nature visqueuse, se dessèche difficilement. Il perd sa blancheur à l'air pour y prendre la couleur d'ardoise qui devient de plus en plus foncée, et spécialement par son exposition au soleil ou à la chaleur. Il se dissout très-facilement dans l'huile, mais peu dans l'alcool. Au feu il se ramollit et se liquéfie aisément (1).

(1) Berthollet, Mém. part. 1780. Nicholson's *Jour.* 1. 170.

2. *Savon de zinc.* En mêlant ensemble des dissolutions de sulfate de zinc et de savon ordinaire, on obtient ce composé qui est de couleur blanche tirant sur le jaune. Il se dessèche promptement et devient friable (1).

3. *Savon de cobalt.* Ce savon, que produit le mélange du nitrate de cobalt et du savon ordinaire, est de couleur plombée. Il se dessèche difficilement quoiqu'il y ait peu de liaison dans sa composition.

Berthollet observe que vers la fin de l'effet de la mixtion il se précipite quelques grumeaux de couleur verte qui ont beaucoup plus de consistance que le savon de cobalt. Il les considère comme étant un savon de nickel métal qui se trouve généralement mêlé avec le cobalt (2).

4. *Savon d'étain.* On le forme en ajoutant de la soude commune à une dissolution d'étain dans l'acide nitro-muriatique. Ce savon est blanc; la chaleur ne le met pas à l'état de fusion comme les autres savons métalliques, mais elle le décompose (3).

5. *Savon de fer.* Il se fait avec le sulfate de

---

(1) Berthollet, Mém. part. 1780. Nicholson's *Jour.* I. 170.

(2) *Ibid.*

(3) *Ibid.*

fer et le savon ordinaire. Il est d'un brun rougeâtre, ayant de la ténacité et se fondant aisément. Lorsqu'on l'étend sur du bois il l'imbibe et se dessèche; il se dissout facilement dans l'huile, et principalement dans celle de thérébentine. Berthollet le propose comme vernis (1).

6. *Savon de cuivre.* C'est du sulfate de cuivre qu'on mêle avec du savon ordinaire pour former celui de ce métal. Il est de couleur verte; il ressemble, au toucher, à la résine, il se dessèche et devient fragile. L'alcool chaud rend sa couleur plus foncée, mais il l'attaque à peine; l'éther le dissout, le liquéfie, et donne de l'intensité à sa couleur en la rendant beaucoup plus belle. Il est très-dissoluble dans les huiles qu'il colore d'une nuance de vert agréable (2).

7. *Savon de plomb.* Avec l'acétate de ce métal et le savon ordinaire on compose ce savon métallique qui est blanc, ayant de la ténacité et beaucoup d'adhérence lorsqu'il est chauffé. Il acquiert de la transparence en se fondant, et sa couleur prend une légère teinte de jaune si on augmente la chaleur (3).

---

(1) Berthollet, Mém. part. 1780. Nicholson's *Jour.* I. 170.

(2) *Ibid.*

(3) *Ibid.*

8. *Savon d'argent*. On se sert de nitrate d'argent pour la formation de ce savon, qui, blanc d'abord, devient rougeâtre par son exposition à l'air. Lorsqu'il est à l'état de fusion, sa surface s'irise d'une manière brillante ; au-dessous il est noir (1).

9. *Savon d'or*. Ce savon, que produit le mélange de celui ordinaire avec le muriate d'or, est d'abord blanc et d'une consistance de crême. Il prend, par degrés une couleur pourpre foncée, et adhère à la peau de manière à y laisser des taches difficiles à effacer (2).

10. *Savon de manganèse*. On le forme avec le sulfate de manganèse. Ce savon de couleur blanche d'abord, en prend une rougeâtre à l'air, ce qui provient évidemment de ce qu'il absorbe l'oxigène. Il se dessèche promptement en une substance dure, fragile, et devient, en se liquéfiant, d'un brun noirâtre (3).

II. *Emplâtres*.

[*Propriétés*.] Les emplâtres sont des combinaisons des huiles avec des oxides

(1) Berthollet, Mém. part. 1780. Nicholson's *Jour.* I. 170.

(2) *Ibid.*

(3) *Ibid.*

métalliques. Ils sont destinés à être étendus sur de la peau ou de la toile, et à être appliqués ainsi sur des ulcères, etc. Ces corps doivent être solides, mais cependant il ne faut pas qu'ils soient ni trop durs pour refuser de s'étendre facilement et également, ni trop mous pour couler en huile par l'effet de la chaleur de la partie du corps qu'ils couvrent. L'objet principal de leur emploi étant l'adhésion, on ne peut s'en servir avec avantage qu'autant que leur consistance permet de les ramollir et de les pétrir par la chaleur des mains, de les faire tenir fortement sur la peau, et de pouvoir les en retirer sans qu'il y en reste aucune trace. Deyeux est jusqu'à présent le seul chimiste qui ait fixé son attention sur les emplâtres; nous lui devons d'excellentes observations sur la manière de les préparer (1).

[*Oxides employés.*] Les oxides dont on se sert pour la confection des emplâtres sont ceux de plomb; et parmi ceux-ci, la *litharge* est généralement considérée comme convenant le mieux. Mais avec les oxides de plusieurs autres métaux, tels que le bismuth et le mercure, on peut aussi faire des emplâtres qu'on

(1) Ann. de chim. XXXIII. 50.

emploieroit peut-être avec avantage dans plusieurs circonstances. Il est cependant quelques oxides métalliques, et notamment ceux du fer, qui ne sont pas susceptibles de former avec les huiles l'espèce de combinaison qui constitue les emplâtres (1).

[*Huiles.*] On peut faire des emplâtres avec toutes les huiles fixes ; mais tous ces emplâtres n'ont pas les mêmes propriétés. Avec les huiles *siccatives*, l'huile de lin, par exemple, ils sont d'une consistance beaucoup plus molle que ne l'est celle des emplâtres à huiles *grasses ;* mais on peut donner à ces dernières huiles les mêmes propriétés qu'ont celles siccatives, en les combinant avec une substance mucilagineuse. Ainsi, après avoir fait bouillir pendant quelque tems de l'huile d'olive avec de la graine de lin ou de fenu grec, on en forme avec la litharge un emplâtre aussi mou que ceux composés d'huile de lin et de ce même oxide de plomb. L'huile d'olive est, suivant Deyeux, celle de toutes dont on doit préférer l'emploi pour la confection des emplâtres.

[*Formation.*] Il y a trois manières différentes de composer les emplâtres.

(1) Ann. de chim. XXXIII. 50.

[1er. *procédé.*] La première consiste simplement à mêler l'huile avec la litharge dans des proportions convenables, et à abandonner pendant longtems le mélange à une température moyenne en le remuant au besoin ; l'oxide perd peu-à-peu sa couleur, il se combine avec l'huile, et le mélange acquiert de la consistance. Ce procédé est peu employé, parce que non-seulement il est ennuyeux, mais encore, à raison de ce que le produit qu'on en obtient n'est pas d'une consistance convenable.

[2eme. *procédé.*] Par le second moyen on se borne à jeter l'oxide dans l'huile lorsqu'elle est bouillante. Les emplâtres qu'on obtient ainsi sont toujours d'une couleur foncée, et ont une odeur particulière due à la décomposition d'une portion de l'huile. En opérant de cette manière, il est nécessaire que l'oxide soit réduit en poudre fine, et que par l'agitation on en facilite, autant que possible, la prompte combinaison avec l'huile ; autrement le métal seroit entièrement revivifié à raison de la forte tendance que l'huile a pour se combiner avec l'oxigène à une haute température.

[3eme. *procédé.*] La troisième méthode est celle dont on fait le plus fréquent usage, parce

qu'elle n'est pas susceptible des mêmes inconvéniens que les deux autres. On fait bouillir ensemble l'huile et l'oxide dans une suffisante quantité d'eau. L'effet de ce liquide, en modérant d'abord la chaleur dans le mélange jusqu'à ce que l'huile et l'oxide se soient combinés, est d'empêcher la revivification du métal; et lorsqu'ensuite cette eau s'est dissipée, la température est suffisamment élevée pour que l'emplâtre se forme en une consistance convenable.

Les emplâtres, lorsqu'ils sont gardés pendant longtems, deviennent trop durs pour être employés, sur-tout si en les faisant on n'a pas employé la proportion convenable d'huile; mais on remédie facilement à cette défectuosité en les mettant à l'état de fusion avec une nouvelle et petite portion d'huile. Les emplâtres, en vieillissant, éprouvent des changemens dans leur couleur, ainsi que dans le plus grand nombre de leurs propriétés, ce qui résulte, soit de ce qu'ils ont absorbé de l'oxigène, soit de quelqu'effet de l'action de l'air sur leurs parties composantes.

CHAPITRE VI.

Remarques sur les composés secondaires.

Les composés secondaires sont incomparablement plus nombreux que les composés primaires, parce qu'ils se rapprochent davantage de la véritable composition des substances minérales, végétales et animales; aussi existent-ils en très-grande partie tout formés dans la nature, et principalement parmi les minéraux. Quelque multipliés qu'ils soient, il n'est pas douteux cependant que leur nombre s'accroîtra encore à mesure que les limites de la science de la chimie s'étendront.

[*Analogie des composés secondaires avec les corps simples.*] Quelques-uns des composés secondaires exercent, à l'égard d'autres corps, cette activité, cette énergie d'action qui distinguent les composés primaires, et, sous ce rapport, ils offrent une grande ressemblance avec les substances simples. Le soufre, par exemple, est un corps presqu'entièrement dépourvu de saveur, et dont l'action, très-foible sur les animaux, paroît être absolument nulle

sur les végétaux et les minéraux ; et l'oxigène, qui semble mériter à si juste titre la qualification de principe actif, ne manifeste rien ni dans sa saveur, ni dans sa manière d'agir sur les animaux et les végétaux qui doive le faire considérer comme âcre et caustique : mais l'acide sulfurique, quoique composé de ces deux substances inoffensives, est un des corps les plus actifs et les plus corrosifs connus, qui brûle et décompose presque toutes les substances animales et végétales soumises à son influence. La potasse, plus corrosive encore s'il est possible, attaque les minéraux même les plus durs ; mais le sulfate de potasse qui se compose de l'union de ces deux corps formidables, n'est pas plus actif que le soufre lui-même. Ce rapport singulier entre les substances simples et les composés secondaires, et la manière frappante dont ceux-ci contrastent avec les composés primaires, méritent une attention particulière. Nous y trouvons la preuve que l'activité des corps n'est pas en raison de leur état de simplicité, comme on l'avoit supposé jusqu'à présent, et qu'il est quelque cause, indépendante de leur combinaison avec d'autres corps, qui émousse leur énergie.

[*Aucun d'eux n'est à l'état gazeux.*]

Plusieurs des corps simples existent ordinairement à l'état de gaz. Il en est de même aussi des composés primaires, mais il ne se trouve aucun corps gazeux parmi les composés secondaires, et même le nombre de ceux qui sont liquides est comparativement beaucoup moindre. Ils sont solides presque tous, et probablement chacun d'eux est susceptible de prendre cette forme.

[*Aucun d'eux n'est combustible.*] Il n'est aucun des composés secondaires qui, rigoureusement parlant, soit combustible. Les savons et les sels acides végétaux sont bien susceptibles d'éprouver une sorte de combustion ; mais cet effet ne se produit qu'autant qu'ils ont été préalablement décomposés par la chaleur ; et même lorsque leur combustion a lieu, elle n'est pas comparable à celle de quelques-unes des substances simples et de quelques composés primaires. Deux genres de sels, les nitrates, et les sur-oximuriates sont à un degré remarquable des soutiens de combustion ; ils détonent avec violence lorsqu'on les triture ou qu'on les chauffe avec des combustibles. Beaucoup de sels métalliques peuvent aussi, sans doute, entretenir la combustion comme ces deux genres de sels, quoique jusqu'à présent on n'en ait fait l'essai que sur un petit nombre.

[*Ces corps sont mieux connus que les autres corps.*] Les composés secondaires ont été analysés avec plus de soin qu'aucune autre classe de corps, et les chimistes ont beaucoup plus de moyens d'en opérer avec facilité la décomposition ou la formation. On y réussit à volonté pour le plus grand nombre d'entre eux ; et comme c'est à l'égard de plusieurs de ces corps qu'on s'est rapproché de plus près de la détermination exacte des proportions de leurs parties constituantes, c'est d'eux aussi que toutes les notions que nous nous sommes procurées sur la nature de l'affinité, ont été déduites. C'est encore à ces composés que nous avons recours pour nous éclairer dans la connoissance des loix de cette force, ou pour en confirmer les effets par l'expérience. Les tables auxquelles on a donné le nom de *tables d'affinités*, ne sont autre chose que des listes des substances que certains composés secondaires peuvent décomposer, ou des précipitations qui peuvent avoir lieu par leur mélange. Il étoit donc indispensable d'être familiarisé avec ces corps, d'avoir une connoissance exacte des changemens qu'ils sont capables de produire réciproquement les uns sur les autres, des décompositions dont ils sont susceptibles, et des proportions de leurs parties constituantes,

avant d'entrer dans la considération de *l'affinité*. C'est ainsi qu'il falloit nous préparer pour arriver à cet important sujet, qu'on peut regarder comme constituant réellement l'ensemble de la partie scientifique de la chimie, et comme renfermant les principes généraux auxquels on peut rapporter les faits déja énumérés, et d'après lesquels il est facile de les classer.

LIVRE III.

De l'affinité.

L'examen que nous venons de faire des différentes substances qui ont été l'objet des recherches des chimistes, la description que nous avons donnée de leurs propriétés, et la considération des effets de leur action les unes sur les autres, nous mettent en possession de cet immense corps de faits dont l'ensemble constitue la science de la chimie. Tous ces faits ont été rangés dans l'ordre qui sembloit le plus propre à en établir la dépendance réciproque; et pour en faciliter la mémoire, on les a resserrés dans un petit nombre de cadres principaux. Il seroit à desirer que les phénomènes chimiques eussent pu être rapportés à quelques loix générales, et présentés comme en dérivant nécessairement. Il seroit à desirer aussi que les notions que nous avons sur la nature de ces loix fussent tellement précises que nous pussions présumer et annoncer à l'avance les changemens qui résultent de l'action mutuelle des corps dans chaque circonstance particulière. S'il en étoit ainsi, nous éviterions les fatigues et l'embarras des recherches de détail d'un nombre prodigieux de faits isolés, dont la

connoissance est actuellement nécessaire dans la pratique de la chimie. Nous pourrions faire une application plus efficace de cette science aux arts et manufactures. Nous serions en état de présenter la trace des changemens chimiques qui se sont opérés dans l'atmosphère et la terre dès leur origine, et de prévoir ceux qu'ils sont susceptibles d'éprouver par la suite. Enfin nous parviendrions ainsi à nous former une théorie complète de météorologie et de géologie, ce que jusqu'à présent on a essayé en vain.

Les efforts des savans pour l'établissement de ces principes généraux, n'ont malheureusement pas été jusqu'à ce jour couronnés d'un succès complet; cela provient en partie de la difficulté du sujet, et en partie de ce que la plupart des chimistes se sont moins livrés à cette recherche; qu'ils ne se sont attachés à la connoissance de faits particuliers dont ils ont voulu réussir à prouver ou à confirmer l'existence. Cependant plusieurs des chimistes les plus célèbres se sont occupés de classer avec soin les phénomènes, et de les rapporter à des causes générales; et s'ils ne sont pas parvenus à la découverte de lois susceptibles d'une assez grande étendue pour comprendre tous les phénomènes chimiques, ils en ont au moins trouvé plusieurs au moyen desquelles la connoissance de l'action réciproque

des corps les uns sur les autres, peut être, dans un grand nombre de cas, prévue, même avant l'expérience. Parmi ces chimistes les plus distingués, nous citerons Bergman, Black et Lavoisier, à qui nous devons la connoissance de deux des loix générales les plus importantes en chimie; Kirwan, dont les connoissances profondes s'appliquent presque toujours à des vues générales, Morveau, qui a opéré la classification des phénomènes les plus difficiles, et répandu la lumière sur la partie la plus abstraite de la science; et enfin Berthollet qui, par la révision qu'il a dernièrement faite des doctrines générales de la chimie avec cette sagacité qui lui est particulière, a non-seulement rectifié diverses erreurs qui s'étoient propagées sans qu'on y fît attention, mais encore fait connoître plusieurs loix nouvelles de la plus grande importance.

Nous diviserons ce que nous avons à dire sur les principes généraux de la chimie, qui sont le sujet de ce troisième livre, en cinq chapitres. Dans le *premier*, nous considérerons la nature de l'AFFINITÉ en général; dans le *second*, nous traiterons des GAZ; dans le *troisième*, des LIQUIDES; dans le *quatrième*, des SOLIDES; et dans le *cinquième*, de la DÉCOMPOSITION.

CHAPITRE PREMIER.

De l'affinité en général.

[*Attraction.*] 1. Tous les grands corps qui constituent le système solaire obéissent à une force en vertu de laquelle ils tendent continuellement à se porter les uns vers les autres. Cette force, qui les retient dans leurs orbites et règle leurs mouvemens, a reçu le nom d'*attraction*. Sa nature nous est inconnue. Est-elle inhérente dans les corps eux-mêmes, ou produite par l'impulsion de quelqu'agent extérieur ? C'est ce qu'il nous est impossible de décider, parce que nous n'avons aucun moyen de nous éclairer sur l'objet de ces questions, dont la solution dépasse les bornes de la philosophie.

[*Elle est universelle.*] 2. Sir Isaac Newton démontra que cette attraction planétaire est la même chose que la *gravitation* ou la puissance qui fait tendre tout corps pesant vers la terre. Il prouva que ce n'est pas seulement dans leur ensemble comme masses, que les planètes sont douées de cette force, mais qu'elle est

commune aussi à toutes les parties dont elles se composent; qu'elle s'exerce réciproquement à des distances indéfinies, et que tous les corps, autant que nous avons pu jusqu'à présent le reconnoître, la possèdent.

3. En rapprochant deux corps l'un de l'autre, à une certaine distance, on parvient à les faire adhérer ensemble, et il faut ensuite une force considérable pour les séparer. C'est ce qui a lieu, par exemple, à l'égard de deux morceaux de marbre, ou de verre, polis. Lorsqu'un morceau de métal, ou même de tout autre corps quelconque, après avoir été plongé dans l'eau en est retiré, sa surface est humectée, c'est-à-dire, qu'une portion de l'eau y adhère. Une verge d'or introduite dans du mercure en sort toute blanche parce qu'elle retient et emporte avec elle une portion du mercure. Il s'ensuit évidemment que c'est une force qui porte ces corps les uns vers les autres, qui les retient unis ensemble, et par conséquent il existe entre eux de l'attraction. L'effet de cette puissance ne se borne donc pas à la tendance vers la terre et les planètes, qu'elle imprime aux corps; mais elle s'exerce encore à l'égard de chacun d'eux en les portant à s'attirer réciproquement. La nature de cette loi d'attraction des corps entre eux ne

nous est pas plus connue que celle de la gravitation, mais son existence est tout aussi certaine, au moins en ce qui concerne le plus grand nombre des corps.

4. On trouve par-tout, et dans tous les cas, les particules de la matière agglomérées; elles forment ainsi, à la vérité, des masses de grosseurs différentes, mais qui, toutes, contiennent un grand nombre de molécules. Ces molécules restent unies et ne peuvent être séparées que par l'application d'une force considérable. Il en existe donc une qui les fait ainsi se presser entre elles puisqu'elle s'oppose à leur désunion, et cette force doit être une *attraction*.

On voit ainsi qu'il existe une certaine force inconnue qui porte les corps les uns vers les autres, qui n'agit pas seulement sur les grandes masses de matière, comme le soleil et les planètes, mais sur les plus petites parties composantes de ces corps, et même sur les molécules dont ils sont formés. Cette force, qu'on appelle attraction, s'étend donc à toute la matière et s'exerce réciproquement entre tout ce qui est matière. Elle n'est point anéantie, à quelque distance qu'on puisse supposer les corps placés les uns des autres; de même qu'elle n'est pas détruite par leur plus grand rapprochement. Nous ignorons entièrement la nature de cette attraction,

ou la cause qui la produit; mais tous les phénomènes de la nature en démontrent l'existence.

[*Attribuée à l'impulsion.*] 5. On a attribué pendant longtems la cause de cette force d'attraction à l'action d'une certaine substance inconnue qui poussoit les corps les uns vers les autres ; et les physiciens eurent recours à cette hypothèse d'après l'opinion anciennement admise comme premier principe « qu'aucun corps ne peut agir là où il n'est pas : » comme s'il eût été plus difficile de concevoir comment un changement peut être produit sur un corps par un autre à une grande distance que de se faire une idée de la manière dont il peut s'opérer lorsque ces deux corps sont rapprochés. Mais il seroit tout aussi impossible d'expliquer les phénomènes de l'attraction en les supposant résulter de l'action d'une substance extérieure, que de s'en rendre raison en les considérant comme les effets d'une puissance inhérente à ces corps. La vérité est que la chose ne se comprend pas mieux d'une manière que de l'autre.

Mais, en outre, nous n'avons aucune raison de supposer que dans aucun cas la matière soit en contact réel et immédiat, car tous les corps diminuent de volume par le froid, c'est-à-dire, que leurs molécules se sont rapprochées les unes des autres, ce qui eût été impossible,

si avant l'application du froid il n'y avoit pas eu quelque distance entre elles. La pression produit cet effet de diminution de leur volume sur presque tous les corps, et toujours il est proportionnel à la force avec laquelle elle agit sur eux. Newton a fait voir qu'il en falloit une d'un certain nombre de kilogrammes pour rapprocher deux verres à la distance d'environ 0.034 de millimètre l'un de l'autre, qu'une pression beaucoup plus grande deviendroit nécessaire pour rendre cette distance encore moindre et qu'au-delà d'un certain terme aucune pression quelconque ne pourroit opérer un plus grand rapprochement. Il existe donc une force qui s'oppose au contact réel des corps, dont l'action augmente en raison inverse de quelque pouvoir ou fonction de la distance, et qu'aucune puissance ne peut vaincre. Boscovich a démontré qu'un corps qui se meut communique une partie de son mouvement à un autre corps avant qu'il le touche effectivement. On en peut conclure qu'il n'existe point de contact réel dans la nature et que, par conséquent les corps agissent toujours les uns sur les autres à distance. Et puisque même l'impulsion ou la pression sont un exemple de ce cas, on ne peut pas s'en servir avec plus d'avantage pour expliquer l'attraction que de la supposer une force inhérente aux corps. Nous devons donc

nous contenter de considérer l'attraction comme une puissance inconnue qui fait tendre les corps es uns vers les autres, qui agit constamment et uniformément dans tous les tems, dans tous les lieux, et qui tend toujours à diminuer la distance entre les corps, à moins que leur rapprochement ne soit empêché par l'action de quelqu'autre force de puissance égale.

[*Deux sortes d'attraction.*] 6. Le changement que l'attraction produit sur les corps est une diminution de la distance qui les sépare ; or ces distances entre les corps sont de deux sortes ; elles sont ou trop petites pour être perceptibles à nos sens, ou assez grandes pour être facilement reconnues et appréciées. Dans le premier cas, l'effet de l'attraction ne doit pas se manifester d'une manière sensible, tandis que dans l'autre le changement de distance est visible. Ainsi les attractions des corps, en ce qui nous concerne, se divisent naturellement en deux classes, 1°. celles qui s'exercent à des distances sensibles ; 2°. celles qui ont lieu à des distances imperceptibles. La première classe d'attractions ne s'applique évidemment qu'à ceux des corps qui sont en masses de grandeur sensible ; dans la seconde les attractions doivent se borner aux molécules des corps, parce que ce n'est qu'à

l'égard de ces molécules seulement que la distance qui existe entre elles est inappréciable.

[1. *A des distances sensibles.*] 7. Il a été prouvé que l'intensité des attractions de la première classe varie selon la masse et la distance des corps attirans. Elle augmente avec la masse de ces corps, mais elle diminue en raison de ce que la distance qui les sépare est plus considérable. Ainsi nous voyons que dans les attractions de cette sorte chaque molécule du corps attirant agit, puisque la somme de la force attractive est toujours proportionnelle au nombre de molécules des corps qui attirent. Comment se fait-il que l'action de cette force s'affoiblisse à mesure que la distance devient plus grande ? C'est ce qu'il nous est impossible d'expliquer ; mais le fait est certain, et il est presqu'entièrement incompatible avec la supposition que l'impulsion est la cause de l'attraction. On a constaté que le mode de cette variation dans les effets de l'attraction de la première classe étoit dans tous les cas la raison inverse du carré de la distance.

8. Les attractions de la première classe doivent donc être aussi multipliées qu'il y a de corps situés à des distances sensibles ; mais il a été reconnu qu'on pouvoit toutes les réduire à trois espèces différentes, savoir : 1. la gravita-

tion; 2. l'électricité; 3. le magnétisme. Newton a fait voir que l'attraction de la première espèce appartient à toute la matière, et que par conséquent elle est universelle. Les deux autres ne sont que partielles et ne se rapportent qu'à de certaines séries de corps, tandis que le reste de la matière n'en éprouve aucun effet. Car on sait bien que tous les corps ne sont pas électriques, et qu'il existe à peine d'autres corps, doués de la vertu magnétique, que le fer, le cobalt, le nickel et le chrome.

L'intensité de ces trois espèces d'attraction augmente comme la masse des corps attirans, et diminue comme le carré de leur distance s'accroît. La première s'exerce entre les corps quelqu'immense que soit l'intervalle que nous savons qui les sépare. On ne connoît pas l'étendue d'action de la seconde, l'électricité; mais pour la troisième, le magnétisme, elle est au moins du demi-diamètre de la terre. Tous les corps possèdent la propriété de la gravité, puisque c'en est une universelle de la matière; mais on a supposé que les deux autres espèces d'attraction dérivent de deux ou trois substances fluides qui sont parties constituantes de tous ceux des corps qui obéissent aux attractions de l'électricité et du magnétisme. Cela peut être ainsi, mais rien ne l'a encore

prouvé, et il ne paroît guères possible de le démontrer.

9. La force absolue de ces attractions dans des corps ne peut se mesurer que par celle qui seroit nécessaire pour en contrebalancer les effets, ou par l'espace qu'en vertu des effets seulement de ces attractions, ces corps parcourent dans un tems donné. En comparant l'action de la gravitation entre les différens corps, on trouvera que la force absolue de leur tendance les uns vers les autres, est la même dans tous les cas où leurs distances et leurs masses sont les mêmes; mais il n'en est pas ainsi à l'égard des corps électriques et magnétiques. Dans ces corps, les forces appelées électricité et magnétisme, en vertu desquelles ils s'attirent entre eux, sont extrêmement variables lors même que la masse et la distance sont les mêmes. Quelquefois l'effet de ces forces est à peine sensible, et dans d'autres cas, il est d'une très-grande intensité. La gravité est donc une force inhérente aux corps, tandis que celles de l'électricité et du magnétisme ne le sont pas; circonstance qui rend extrêmement probable l'opinion qu'elles dépendent de fluides particuliers. En considérant la force absolue de ces trois puissances entre elles, il paroîtroit que, toutes choses égales d'ailleurs, les deux dernières

surpassent la première en énergie; mais comme il n'est pas possible d'évaluer par comparaison leur intensité relative, elle n'est pas connue. Il s'ensuit que ces diverses attractions, quoiqu'assujéties aux mêmes loix de variation, sont d'espèces différentes.

[2. *Affinité.*] 10. On a distingué par le nom d'*affinité*, les attractions qui s'exercent entre les corps à des distances insensibles, et par conséquent entre les molécules de la matière. On a plus généralement restreint la signification du terme *attraction* aux cas où cette force agit à distance sensible. Mais il y a deux espèces de particules de la matière; elles sont ou *homogènes*, ou *hétérogènes*. Par molécules homogènes, on entend désigner celles qui composent le même corps; ainsi toutes les molécules du fer sont homogènes. La dénomination d'hétérogènes s'applique à celles qui entrent dans la composition de corps différens; ainsi une molécule de fer et une molécule de plomb sont hétérogènes.

L'affinité homogène porte les molécules homogènes à tendre les unes vers les autres, et les maintient à une distance insensible. C'est en conséquence par l'effet de cette force que les corps sont presque toujours à l'état d'union, de manière à former des masses de grandeur

sensible. On désigne ordinairement cette espèce d'affinité par le terme *cohésion*, et quelquefois par celui *adhésion*, lorsque c'est seulement par leurs surfaces que les corps s'attachent les uns aux autres. L'affinité homogène est une propriété presqu'universelle; autant qu'il est possible de le reconnoître, il n'y a que le calorique et la lumière qui en soient dépourvus.

C'est par l'affinité hétérogène que les molécules hétérogènes se portent les unes vers les autres, et qu'elles sont maintenues entre elles à des distances insensibles; c'est donc de cette force que résulte la formation de nouvelles particules intégrantes composées d'un certain nombre de particules hétérogènes. Ce sont ces nouvelles particules intégrantes qui se trouvant ensuite unies par cohésion, forment des masses de corps composés; ainsi une particule intégrante d'eau est formée de particules d'hydrogène et d'oxigène qui se pressent entre elles, et sont tenues à une distance insensible par l'affinité hétérogène; et une masse d'eau est composée d'un nombre indéfini de particules intégrantes de ce fluide, poussées les unes vers les autres en vertu de l'affinité homogène. L'affinité hétérogène est, autant que nous en pouvons juger, universelle, c'est-à-dire, qu'il n'existe aucun corps

dont les molécules ne soient pas attirées par les molécules de quelque autre corps; mais les molécules de tous les corps ont-elles de l'affinité pour les molécules de tous les autres corps? C'est un point dont il n'est pas en notre pouvoir de nous assurer, quoique le fait soit extrêmement probable, et qu'on l'ait généralement considéré comme établi.

[*L'affinité augmente avec la masse.*]
11. Ainsi que l'attraction sensible, l'affinité varie selon la masse et la distance des corps attirans. On ne peut pas, à la vérité, s'assurer si la masse influe sur la cohésion, parce qu'il ne nous est pas possible d'opérer aucun changement dans la masse, sans en produire un en même tems dans la distance; mais dans les cas d'adhésion des surfaces des corps homogènes, qui sont bien indubitablement des exemples d'affinité homogène, il a été démontré que la force d'adhésion augmente avec la surface, c'est-à-dire, avec la masse; car le nombre des particules adhérentes doit devenir de plus en plus considérable à mesure que la surface s'accroît.

On avoit observé, il y a longtems, que dans des cas particuliers, l'affinité hétérogène augmente comme la masse; et Berthollet a dernièrement démontré qu'il en étoit ainsi dans

toute circonstance. Ainsi une portion donnée d'eau est retenue avec plus de force par une grande quantité d'acide sulfurique que par une proportion moindre de cet acide; l'oxigène est plus facilement enlevé à ceux des oxides qui sont avec un maximum de ce principe, qu'à ceux de ces corps qui sont au minimum d'oxidation, c'est-à-dire qu'une masse donnée du métal, retient une grande quantié d'oxigène avec plus de force qu'une masse petite. La potasse n'est dépouillée par la chaux que d'une portion de son acide carbonique, et l'acide sulfurique ne sépare de l'acide phosphorique qu'une partie de la chaux qui lui est unie dans le phosphate de chaux. Dans ces cas, comme dans beaucoup d'autres qu'on pourroit citer, une quantité donnée d'un corps retient beaucoup plus fortement une petite portion d'un autre corps qu'une portion plus grande; et Berthollet a fait voir que toujours une grande quantité d'un corps est capable d'enlever une portion d'un autre corps, à une petite portion d'un troisième, quelque foible que soit l'affinité entre le premier et le second de ces corps, et quelque forte que puisse être celle existante entre le second et le troisième corps. Ainsi, en faisant bouillir ensemble des quantités égales des corps suivans, savoir :

1	Sulfate de barite. Potasse.	4	Oxalate de chaux. Potasse.
2	Sulfate de potasse. Soude.	5	Phosphate de chaux. Potasse.
3	Sulfate de potasse. Chaux.	6	Carbonate de chaux. Potasse.

La base non combinée enlève une portion de l'acide à la base avec laquelle il étoit précédemment uni, quoique dans chacun de ces exemples l'acide soit retenu par la base en vertu d'une affinité considérée comme étant plus forte. La même division de la base a lieu lorsqu'on fait bouillir ensemble de l'oxalate de chaux et de l'acide nitrique.

[*Elle est en raison inverse de la distance.*] La force d'affinité augmente comme la distance diminue, et elle s'affoiblit comme la distance s'accroît; c'est ce qui résulte évidemment de la différence des effets qu'elle produit; car ils sont insensibles lorsque la distance est grande, et deviennent très-considérables lorsqu'elle est extrêmement rapprochée; mais on ne connoît pas encore quelle est la loi que suit cette variation, parce que nous n'avons aucun moyen ou de mesurer les distances auxquelles cette force agit, ou d'évaluer son intensité relative à ces distances. Quelques physiciens

ont avancé que cette force croissoit dans un rapport plus grand que l'expression $\frac{1}{d^2}$, et qu'elle diminuoit au moins comme $\frac{1}{d^3}$; mais ils fondoient leur raisonnement à cet égard sur la supposition que les molécules des corps unies en vertu de l'affinité sont en contact réel, et une semblable supposition perd toute, ou au moins la plus grande partie de sa force si, ce qui semble bien en effet avoir lieu, ces molécules sont encore même alors à distance. D'autres ont pensé que l'intensité d'affinité varie en raison inverse du carré de la distance, et ils s'appuyoient principalement sur l'analogie, l'attraction sensible suivant cette loi. Il est bien certain que c'est une sorte de présomption en faveur de cette opinion, et il faut convenir qu'on n'y a opposé aucun argument capable de prouver l'incompatibilité de cette loi avec les phénomènes de l'affinité. Mais comme d'un autre côté on n'a également rien avancé qui pût démontrer qu'en effet l'affinité varie suivant cette loi, il convient de suspendre tout jugement à cet égard, jusqu'à ce que par des découvertes ultérieurement faites il soit devenu possible de décider la question.

12. L'affinité concorde donc alors avec

l'attraction sensible dans tous ceux des rapports qu'on a pu jusqu'à présent déterminer. Ainsi que l'attraction sensible, l'affinité augmente avec la masse et diminue à mesure que la distance s'accroît ; et nous devons en conclure que l'attraction, qu'elle soit sensible ou insensible, est dans tous les cas la même espèce de force, et que ses effets sont réglés par les mêmes lois générales.

On a déja vu que l'attraction sensible, quoique dans tous les cas la *même sorte* de force, n'est pas toujours la *même* force ; car quoique la masse de deux corps soit égale, ainsi que leur distance, la force absolue en vertu de laquelle ils sont attirés l'un vers l'autre par gravitation, n'est pas égale à la force qui les fait tendre l'un vers l'autre par magnétisme. Les forces d'attraction sensible sont au nombre de trois, savoir : la gravitation, le magnétisme et l'électricité ; la première de ces forces est toujours la même lorsque la masse et la distance sont les mêmes ; mais les deux autres varient lors même que la masse et la distance n'éprouvent aucune altération.

[*L'affinité varie en intensité.*] Les forces d'affinité, quoiqu'étant aussi les mêmes en sorte, sont plus nombreuses encore que celles d'attraction sensible ; car au lieu de trois, il y en a autant que de corps hétérogènes. Leur

mode de variation, lorsque la distance des corps attirans augmente ou diminue, est probablement le même dans tous, et il en est de même aussi de leur variation relativement à la masse. Mais lors même que l'une et l'autre de ces circonstances, autant que nous pouvons les apprécier, sont les mêmes, l'affinité de deux corps pour un troisième n'est pas la même. Ainsi la barite a pour l'acide sulfurique une affinité plus forte que celle de la potasse pour ce même acide; car si on mêle ensemble des quantités égales de barite et de potasse avec une petite portion d'acide sulfurique, la barite en saisit une beaucoup plus grande proportion que la potasse. Cette différence dans l'intensité s'étend aux molécules de tous les corps; car il en est à peine deux dont les molécules aient précisément la même affinité pour un troisième, et il n'existe peut-être pas deux corps dont la force de cohésion des molécules soit exactement la même.

C'est cette différence d'intensité qui constitue le signe caractéristique le plus important d'affinité, et qui fournit l'explication des diverses décompositions et changemens qu'un corps produit sur d'autres.

Il paroît donc au premier coup-d'œil, qu'il y a autant d'affinités diverses que de corps différens;

que cette force d'affinité au lieu d'être, comme celle de la gravitation, agissant toujours également dans les mêmes circonstances, consiste dans une grande variété de forces réglées, à la vérité par des lois de même nature, mais dont toutes diffèrent l'une de l'autre. Ces affinités ne varient point, comme cela a lieu à l'égard de l'électricité et du magnétisme, quoique la masse continue d'être la même; mais elles sont toujours d'intensité égale, toutes les autres circonstances l'étant aussi. On peut donc raisonnablement en conclure que ces affinités ne peuvent, ainsi que le magnétisme, et l'électricité, dépendre de fluides particuliers de quantité variable, mais qu'elles sont des forces permanentes inhérentes à chaque atôme des corps attirans.

13. Il est très-possible que cette variation d'intensité qui établit une distinction si remarquable entre l'affinité et la gravitation ne soit qu'apparente et non effective; car, même dans la gravitation, l'intensité varie avec la distance et la masse, et la même variation a lieu à l'égard de l'affinité; mais comme l'attraction d'affinité s'exerce sur des corps placés à des distances insensibles, il est évident que nous n'avons, rigoureusement parlant, aucun moyen d'apprécier cette distance, et que par conséquent

elle peut varier sans qu'il nous soit possible de le reconnoître ; et cependant chaque variation semblable dans la distance doit en occasionner une correspondante dans l'intensité de la force attractive. Il peut se faire alors que la barite attire l'acide sulfurique avec plus d'énergie que la potasse, parce que ses molécules, lorsqu'elles agissent sur l'acide s'en trouvent être à une distance moindre que ne le sont celles de la potasse.

[*Due, peut-être, à la figure des molécules.*] On pourroit demander comment il arrive qu'en mêlant ensemble dans de l'eau, de la barite, de la potasse et de l'acide sulfurique, les molécules de la potasse ne s'approchent pas d'aussi près de l'acide que celles de la barite puisquelles sont, les unes et les autres en liberté d'agir ; mais on observeroit que très-probablement ces molécules s'approchent à la même distance *apparente*, s'il est permis de s'exprimer ainsi, quoique cependant leur distance *réelle* continue d'être différente. Les molécules des corps, dans quelqu'état de ténuité que nous les supposions, ne peuvent être dépourvues de grandeur. Elles doivent avoir certaines dimensions de longueur, largeur et épaisseur et être par conséquent toujours de telle ou telle figure particulière. Elles sont

beaucoup trop petites, sans doute, pour qu'il nous soit possible d'en reconnoître la forme, mais il n'en est pas moins certain qu'elles en ont une quelconque. Or il est très-facile de concevoir que les molécules de chaque corps aient une forme qui leur soit particulière et qui diffère de la forme des molécules de tout autre corps. Ainsi les molécules de la barite, de la potasse et de l'acide sulfurique peuvent avoir chacune la leur.

Mais si les molécules des corps ont de l'étendue en longueur, largeur et épaisseur, nous ne pouvons éviter de les supposer composées d'un nombre indéterminé de particules encore plus petites ou atômes, et alors l'affinité de deux molécules intégrantes l'une pour l'autre, doit être la somme des attractions de tous les atômes dans chacune de ces molécules pour tous les atômes de l'autre; mais la somme de ces attractions doit dépendre du nombre des atômes attirans ainsi que de leur distance respective, et cette distance doit nécessairement dépendre de la figure des molécules. Car il est évident que si deux molécules dont l'une est un tétraèdre et l'autre un cube, et qui contiennent le même nombre d'atômes, sont placées à la même distance relative d'une troisième molécule, la somme des distances de

tous les atômes de la première molécule, de tous ceux de la troisième molécule sera moindre que la somme des distances de tous les atômes de la seconde molécule de ceux de la troisième, par conséquent dans ce cas, la distance apparente des molécules sera la même quoique leur distance réelle soit différente. Le cube attirera donc la troisième molécule avec plus de force que le tétraèdre, c'est-à-dire que son affinité pour cette molécule sera plus grande.

Mais si les molécules des corps diffèrent entre elles par la figure, elles peuvent varier aussi en densité et en grandeur comparative, et cette variation doit également altérer la force absolue d'affinité, encore que les distances et la figure des molécules attirantes soient les mêmes. La première de ces deux circonstances peut, à la vérité, être considérée comme une différence dans la masse des corps attirans et reconnue par le poids de l'aggrégé; mais la seconde, quoiqu'elle ne soit aussi qu'une variation dans la masse, ne peut être constatée par aucun moyen, et cependant son effet sur la force d'affinité peut être très-considérable.

Avec la supposition de ces différences dans la figure, la densité et la dimension des molé-

cules attirantes, différences qui ont très-probablement lieu, on pourroit expliquer la variation d'intensité qui caractérise l'affinité chimique, sans avoir besoin de considérer que l'intensité d'affinité comme force inhérente, aux dernières molécules ou atômes des corps est réellement différente. Le même raisonnement peut s'appliquer à l'électricité et au magnétisme. Il est donc très-possible que les attractions sensibles et insensibles varient non-seulement de la même manière et suivant les mêmes lois, mais encore qu'elles ne soient l'une et l'autre que la même force absolue inhérente aux atômes de la matière, modifiée seulement par le nombre et la situation des atômes attirans; et il faut convenir que cette manière de considérer l'attraction, s'accorde parfaitement avec les notions que nous pouvons avoir de la simplicité des opérations de la nature.

14. On peut réduire aux trois suivans les indices caractéristiques d'affinité.

[*Caractères.*] 1. Son action ne s'exerce qu'aux distances insensibles et par conséquent elle n'affecte que les molécules des corps.

2. Cette force, toujours la même dans les mêmes molécules, varie dans des molécules différentes.

3. Cette différence est considérablement modifiée par la masse. Ainsi quoique *A* ait pour *C* une affinité plus grande que n'est celle de *B* pour le même corps, si cependant on augmente de beaucoup la masse de *B*, celle de *A* restant la même, *B* devient capable d'enlever une portion de *C* à *A*.

Mais dans l'état actuel de la chimie ce ne sont pas les raisonnemens généraux qui peuvent efficacement contribuer à l'avancement de la science. Ce qui importe beaucoup plus c'est de porter une attention particulière sur les combinaisons diverses que sont susceptibles de former les différentes substances déja décrites rangées dans les trois grandes classes de *gaz*, de *liquides* et de *solides*. Cette considération sera l'objet des trois chapitres suivans.

CHAPITRE II.

Des gaz.

Les gaz forment une classe très-nombreuse de corps qui diffèrent beaucoup entre eux dans leur propriétés chimiques. Il en existe à l'état d'acides et à celui d'alcalis. Il y en a de

combustibles, de soutiens de combustion etc. Mais quelles que puissent être leurs différences sous d'autres rapports, ces corps se ressemblent tous par leurs caractères communs de cet état aériforme et de cette élasticité particulière qui les constituent gaz. Nous examinerons dans ce chapitre jusqu'à quel point leur état aériforme peut affecter et modifier les combinaisons des gaz entre eux et avec toutes les autres classes de corps; mais pour s'occuper de cette recherche, il faut d'abord connoître la constitution des corps gazeux, c'est donc par là qu'il est indispensable de commencer avant tout pour les considérer ensuite dans leur état de mélange et dans celui de leur combinaison entre eux et avec les liquides et les solides. Le sujet que nous allons traiter se divise donc naturellement dans les cinq sections suivantes dont se composera ce chapitre, savoir:

1. La constitution des gaz.
2. Le mélange des gaz entre eux.
3. La combinaison des gaz les uns avec les autres.
4. La combinaison des gaz avec les liquides.
5. La combinaison des gaz avec les solides.

Section première.

De la constitution des gaz.

Il a été démontré en mécanique que les corps gazeux sont des fluides, qu'ils cèdent à la plus légère impression, que leurs parties se meuvent librement et avec la plus grande facilité. Il a été de plus reconnu, qu'indépendamment de ces propriétés qui leur sont communes avec les liquides, les gaz en ont une qui leur est particulière, l'*élasticité*. C'est en vertu de cette propriété qu'ils peuvent être réduits par la pression à un volume plus petit que celui qu'ils avoient, mais ils reprennent aussitôt leur premier état dès que la force qui les comprimoit a cessé d'agir sur eux.

[*Gaz élastiques.*] Si d'un vaisseau rempli d'eau on enlève la moitié de ce liquide, la portion restante n'occupe plus que la moitié de ce vaisseau, mais il n'en est pas ainsi de l'air. Si on parvient, par quelque moyen, à retirer la moitié de l'air contenu dans un vaisseau, l'autre moitié prend immédiatement de l'expansion et elle continue encore de remplir le vaisseau. La même chose a lieu en retirant du vaisseau les 0.75, 0.90, 0.99 de

l'air ; la petite portion qui en reste s'étend toujours de manière à occuper toute la capacité du vaisseau. On ne connoît pas jusqu'à présent de limite à cette faculté d'expansion. Avec une bonne machine pneumatique on peut facilement raréfier l'air jusqu'à 300 fois son volume primitif, tandis que d'un autre côté on peut aisément par le moyen d'un condensateur le réduire aux 0.10 de son volume ordinaire. Ainsi on peut rendre le volume de l'air 3000 fois plus considérable ou 3000 fois moindre. On assure même qu'on a poussé l'effet de ce changement dans le volume de l'air jusqu'à 3.000.000 de fois. Je ne connois jusqu'à présent aucune suite d'expériences qui garantissent ce fait, quoiqu'il ne me semble aussi y avoir aucune raison d'en révoquer en doute la possibilité (1).

Ce changement illimité de volume que les corps gazeux sont susceptibles d'éprouver, les a fait considérer comme composés de particules ou *atômes* qui ne se touchent point, qui se repoussent mutuellement, et qui par conséquent s'écarteroient les uns des autres

(1) Les physiciens anciens se trompèrent dans leurs calculs à ce sujet, en négligeant d'avoir égard à l'effet de l'humidité.



à une distance indéfinie, s'ils n'étoient retenus par la pression des corps environnans.

[*L'élasticité est en raison de la pression.*] Boyle s'est assuré par expérience, que l'effet de la diminution dans le volume de l'air est toujours proportionnel à la pression qu'il éprouve, et celui de son augmentation, à l'affoiblissement de cette force agissant sur lui; ou, en général, que le volume de l'air est en raison inverse de la force qui le comprime; ainsi l'air à la surface de la terre subit une pression égale au poids de l'atmosphère supérieure à-peu-près équivalente à celle d'une colonne de mercure de 756 millimètres de hauteur. Si cette pression devient double, le volume de l'air est réduit à la moitié de celui qu'il avoit; ce volume ne sera plus que du tiers si la pression est triple, et ainsi de suite. En diminuant de moitié la pression, le volume de l'air devient double, et dix fois plus considérable si on réduit cette pression aux 0.10 de ce qu'elle étoit (1). Mariotte et d'autres physiciens obtinrent les mêmes résultats.

[*Répulsion entre les molécules des gaz comme* $\frac{1}{d}$.] Il a été démontré par sir Isaac Newton que cette loi étant exacte, la force en

(1) Shaw, Boyle. II. 67.

vertu de laquelle les molécules d'air s'écartent les unes des autres, augmente ou diminue comme la distance entre les centres des particules ou atômes dont elles sont composées, décroît ou devient plus considérable; ou bien, ce qui est la même chose, que la répulsion entre les molécules des corps gazeux est toujours en raison inverse de la distance entre leurs centres (1).

[*Distance en raison inverse de la racine cube de la densité.*] Or, la distance entre les centres des atômes des fluides élastiques varie toujours comme la racine cube de leur *densité*, en prenant ce mot dans son acception ordinaire. Ainsi, la densité de l'air sous la pression moyenne de l'atmosphère étant 1; si cet air est réduit aux 0.125 de son volume, sa densité devient 8. Dans ces deux cas la distance entre les atômes de l'air est inversement comme la racine cube de 1 est à la racine cube de 8, ou :: 1 : 2. De manière que dans l'air comprimé jusqu'aux 0.125 de son volume, la distance entre ses molécules est réduite à moitié, et par conséquent la force de répulsion entre elles est doublée. Dans l'air raréfié de 300 fois son

(1) *Principia*, lib. 2, prop. 23.

volume, la densité est réduite aux 0.003 de celle de l'air ordinaire, et dans ce cas la distance entre les atômes de cet air et de l'air raréfié, est comme $\sqrt[3]{1} :: \sqrt[3]{300}$, ou à-peu-près :: 1 : 7. de manière que dans l'air raréfié 300 fois, la distance entre les molécules devient presque sept fois plus considérable, et par conséquent la force de répulsion entre elles presque sept fois moindre.

[*Quelques-uns des gaz se rapprochent de la nature des vapeurs.*] 2. Telle est l'opinion actuellement admise relativement à la constitution des corps gazeux. Les expériences sur lesquelles elle est fondée, ont été presqu'exclusivement faites sur l'air atmosphérique, et on en a rapporté les résultats, par analogie, aux autres gaz. Ils se trouvent être en effet, dans la plupart des cas, exactement les mêmes; mais dans un petit nombre de gaz, cette analogie, est, jusqu'à un certain point, en défaut.

On s'est assuré qu'aucun degré de compression n'étoit capable d'altérer la constitution de l'air, qui, dès que la force comprimante cesse, reprend son premier volume sans avoir rien perdu de son élasticité: mais à l'égard de quelques gaz, l'effet d'une compression violente peut les réduire à l'état de liquides ou même de solides, et par con-

séquent ces gaz peuvent être considérés comme fluides élastiques intermédiaires entre les *vapeurs* et les *airs* strictement ainsi appelés.

Le calorique, ainsi que nous l'avons déja fait voir, a la propriété d'ajouter à la force d'élasticité des gaz, tandis qu'au contraire le froid la diminue. Aucun degré de froid produit jusqu'à présent sur l'air ne peut opérer de changement dans sa constitution ; mais il est quelques gaz sur lesquels le froid agit avec assez d'énergie pour les convertir en liquides ou même en solides. Ces gaz éprouvent donc ainsi le même effet que s'ils étoient affectés par la compression, et c'est très-vraisemblablement par la même raison.

[*Listes des gaz.*] 3. Le nombre des gaz est probablement très-grand, mais on n'en a encore examiné jusqu'ici avec précision que 21. Sur cette quantité il y en a 16 qu'on sait être des composés, les 5 autres n'ont pas encore été reconnus comme tels. On a donné dans la table qui suit la liste de tous les gaz connus rangés suivant leur composition. J'y ai fait entrer les vapeurs d'eau, d'alcool et d'éther, comme méritant une attention particulière et comme devant nous servir avec avantage pour l'examen de la nature des corps divers considérés comme gaz.

I. *Gaz simples.*

1. Oxigène.
2. Hydrogène.
3. Azote.
4. Acide muriatique.
5. Acide fluorique.

II. *Gaz composés.*

a. Gaz simples combinés.

6. Vapeur d'eau.
7. Oxide nitreux.
8. Gaz nitreux.
9. Acide nitrique.
10. Ammoniaque.
11. Acide oximuriatique.
12. Acide sur-oximuriatique.

b. Oxigène et une base solide.

13. Oxide de carbone.
14. Acide carbonique.
15. Acide sulfureux.

c. Hydrogène et une base solide.

16. Hydrogène carburé.
17. Gaz oléfiant.
18. Hydrogène phosphuré.
19. Hydrogène sulfuré.
20. Hydrogène arsenical.

d. Composés triples ou quadruples.

21. Acide prussique.
22. Vapeur d'éther.
23. Vapeur d'alcool.

4. Les corps gazeux sont toujours invisibles, ou transparens, et incapables de réfléchir les rayons de lumière, excepté deux, l'oximuri-

atique et le sur-oximuriatique, qui ont une couleur verte jaunâtre; mais ces deux gaz se rapprochent de très-près de la nature de la vapeur. Une pression médiocre et un froid de — 37° centig. environ, suffisent pour convertir le premier, et probablement aussi le second, en un solide ou en liquide. Lorsque des gaz dont les pesanteurs spécifiques diffèrent beaucoup, sont mêlés ensemble, ils deviennent visibles, et à-peu-près comme cela arrive lorsqu'on mêle ensemble deux liquides de pesanteurs spécifiques différentes. C'est ainsi que le gaz acide carbonique est rendu très-visible lorsqu'il s'exhale en grande quantité à la fois en contact avec l'air.

5. La différence de pesanteur spécifique des gaz sous la même pression, et à la même température, est beaucoup plus grande que celle qui existe entre la plupart des corps liquides. On a formé la table ci-après de l'indication de la densité et du poids d'un décimètre cube de tous les gaz à la température de 15°.55 centig. et sous la pression barométrique de 760 millim. En supposant la pesanteur spécifique de l'air ordinaire, = 1.000, et le poids d'un décimètre cube de cet air = 1.22471 grammes.

Table de la pesanteur spécifique et du poids des gaz.

Gaz.	Pesant. spécifiq.	Poids d'un décim. cub. Grammes.
Air	1.000	1.22471
Acide nitrique	2.427	2.97290
Acide sulfureux	2.265	2.77380
Vapeur d'éther (*)	2.250	2.76549
Vapeur d'alcool (*)	2.100	2.57191
Acide muriatique	1.929	2.36252
Acide oximuriatique	2.766	3.38773
Acide sur-oximuriatique	»	»
Acide fluorique	»	»
Oxide nitreux	1.603	1.96373
Acide carbonique	1.500	1.83710
Hydrogène sulfuré	1.106	1.35450
	1.236	1.50798
Oxigène	1.103	1.34323
Gaz nitreux	1.094	1.34208
Azote	0.978	1.19864
Oxide de carbone	0.956	1.17099
Gaz oléfiant	0.909	1.11331
Vapeur d'eau	0.700	0.85730
Hydrogène carburé	0.600	0.73483
Ammoniaque	0.550	0.67438
Hydrogène arsenical	0.529	0.64792
Hydrogène phosphuré	»	»
Acide prussique	»	»
Hydrogène	0.084	0.10323

(*) D'après les expériences récentes de Dalton.

L'acide nitrique, à l'état de vapeur, est près de vingt-neuf fois plus pesant que le gaz hydrogène.

6. Cette différence dans la densité des gaz, lorsque leur élasticité est la même, doit provenir de l'une de ces deux causes, ou de la variation de la *force répulsive* dans leurs atômes, ou de celle de la *densité*; la variation de la force répulsive dans des molécules qu'on suppose être de même dimension et de même densité, n'est guère probable. C'est donc la seconde de ces causes qui paroît être celle véritable de la différence; mais en supposant que la dimension et la densité des atômes puissent varier dans les différens gaz, c'est admettre réellement aussi la première cause; car chaque variation dans la dimension et la densité, doit nécessairement en occasionner une correspondante dans la force répulsive, lors même qu'en considérant abstractivement cette force, on la regarderoit comme devant être la même dans tous les gaz.

[*Hypothèse de Dalton relativement à la densité des atômes des gaz.*] Nous n'avons aucun moyen direct de reconnoître la densité des atômes des corps; mais Dalton a dernièrement imaginé une hypothèse qui, si elle se trouve bien établie, nous fournira une méthode bien

simple pour déterminer avec la plus grande précision cette densité. Il n'a encore rien été publié par l'auteur à ce sujet ; mais comme les notions sur lesquelles il fonde son hypothèse sont originales et extrêmement intéressantes ; qu'elles ont d'ailleurs un rapport intime avec quelques-unes des parties de la doctrine d'affinité qui présentent le plus de difficultés, je me suis hasardé, avec la permission de Dalton, à en enrichir cet ouvrage en en présentant ici un court exposé (1).

Suivant cette hypothèse de Dalton, lorsque deux élémens s'unissent pour former un troisième corps, il est à présumer qu'*un* atôme de l'un de ces élémens se joint à *un* atôme de l'autre, à moins qu'il n'y ait quelque raison qui puisse faire supposer le contraire. Ainsi le produit de l'union de l'oxigène avec l'hydrogène étant de l'eau, nous pouvons conjec-

(1) Il est juste, pour M. Dalton, de prévenir le lecteur de ne pas établir son jugement sur les notions de ce savant, d'après ce que j'en dis ici. C'est le résultat de quelques minutes de conversation, et le résumé de quelques courtes notes prises et écrites à la hâte. Les erreurs, si j'en commets, ne sont que de mon fait et ne peuvent lui être attribuées; car il est très-probable que je peux avoir mal conçu ses idées dans quelques points.

turer qu'un atôme d'eau est formé par la combinaison d'*un* atôme d'oxigène avec *un* atôme d'hydrogène. De la même manière aussi, *un* atôme d'ammoniaque résulte de la combinaison d'*un* atôme d'azote avec *un* atôme d'hydrogène. En représentant un atôme d'oxigène, d'hydrogène et d'azote par les caractères ci-dessous,

Oxigène .... ○
Hydrogène.................... ⊙
Azote......................... ⦶

Alors un atôme d'eau et d'ammoniaque seront respectivement figurés ainsi qu'il suit :

Eau........................ ○⊙
Ammoniaque................ ⊙⦶

En admettant cette hypothèse, elle nous offre un moyen facile de connoître la densité relative de ceux des atômes qui entrent dans de semblables combinaisons. Si, en effet, il a été prouvé par l'analyse que l'eau est composée de 85.66 en poids d'oxigène et de 14.34 d'hydrogène ; un atôme d'eau l'est également de 85.66 d'oxigène, et de 14.34 d'hydrogène : or si cet atôme consiste en un atôme d'oxigène uni à un atôme d'hydrogène, il s'ensuit que le poids d'un atôme d'hydrogène est à celui d'un atôme

d'oxigène :: 14.34 : 85.66 ; ou , à très-peu près, :: 1 : 6. On a également trouvé qu'un atôme d'ammoniaque est composé de 80 parties d'azote et de 20 parties d'hydrogène ; et par conséquent un atôme d'hydrogène est à un atôme d'azote :: 20 : 80, ou :: 1 : 4. Ainsi on aura pour les densités relatives de ces trois corps élémentaires ,

Hydrogène........................	1
Azote........................	4
Oxigène........................	6

Il est en notre pouvoir de vérifier jusqu'à quel point cette hypothèse s'accorde avec l'expérience, en examinant la combinaison de l'azote et de l'oxigène, dans la supposition que ces corps s'unissent atôme à atôme, et que les densités respectives des atômes sont comme dans la table précédente ; mais l'azote et l'oxigène se combinent dans des proportions diverses qui forment l'oxide nitreux, le gaz nitreux et l'acide nitrique, etc. L'hypothèse de Dalton n'auroit pu être applicable à tous ces composés, il lui donne donc une plus grande extension. Il suppose que toutes les fois qu'il y a formation de plus d'un composé par la combinaison de deux élémens, la combinaison qui vient après celle la plus simple doit alors résulter de l'union d'*un* atôme de l'un avec

deux atômes de l'autre. Si, par exemple, on suppose le *gaz nitreux* formé d'*un* atôme d'azote et d'*un* atôme d'oxigène, on aura deux nouveaux composés, en unissant un atôme de gaz nitreux à un atôme d'azote et à un atôme d'oxigène, respectivement. Si on suppose de plus que l'oxide nitreux est formé d'un atôme de gaz nitreux et d'un atôme d'azote, tandis que l'acide nitrique consiste en gaz nitreux et en oxigène unis atôme à atôme, il en résultera que les parties constituantes de ces trois corps pourront être indiquées à l'aide des symboles suivans :

Gaz nitreux	○⦶
Oxide nitreux..............	⦶○⦶
Acide nitrique..............	○⦶○

Le premier gaz n'est formé que de deux atômes, ou est à l'état de composé binaire ; mais les deux autres en contiennent trois ou sont des composés ternaires. Dans l'oxide nitreux il y a deux atômes d'azote unis à un atôme d'oxigène, tandis que dans l'acide nitrique ce sont deux atômes d'oxigène unis à un atôme d'azote.

Lorsque les atômes de deux fluides élastiques se joignent ensemble pour former *un* atôme d'un fluide élastique nouveau, la densité de ce

dernier composé est toujours plus considérable que celle moyenne des deux atômes qui l'ont produit. Ainsi la densité du gaz nitreux, de 1.045 seulement par le calcul, est en réalité de 1.094. Or, comme l'oxide nitreux et l'acide nitrique sont l'un et l'autre spécifiquement plus pesans que le gaz nitreux, quoiqu'ils contiennent en plus grande quantité que ce composé, l'un le principe plus léger, et l'autre celui plus pesant, on en peut avec raison conclure qu'il y a combinaisons du gaz nitreux avec l'azote et l'oxigène respectivement, et que c'est la raison de l'augmentation de pesanteur spécifique de chacune de ces substances. S'il n'en étoit pas ainsi, l'oxide nitreux devroit être spécifiquement plus léger que le gaz nitreux. En supposant alors les parties constituantes de ces gaz représentées comme ci-dessus, voyons jusqu'à quel point cette analyse se trouveroit d'accord avec les densités de leurs élémens, telles que nous les avons précédemment déduites des compositions de l'eau et de l'ammoniaque.

Le gaz nitreux est composé de 1.00 d'azote et de 1.36 d'oxigène, ou de 4 azote et 5.44 oxigène.

L'oxide nitreux contient 2 d'azote et 1.174 d'oxigène, ou 4 + 4 azote et 4.696 oxigène.

L'acide nitrique est formé de 1 d'azote et de 2.36 d'oxigène, ou de 4 azote et 4.696+4.696 oxigène.

Il en résulte les trois densités relatives d'azote et d'oxigène comme il suit, savoir :

Azote.		Oxigène.
4	:	5.440
	:	4.696
	:	4.696

Le terme moyen du tout est d'environ 4 : 5; et ces densités relatives de l'azote et de l'oxigène, nous les avons trouvées être, par les analyses précédentes d'eau et d'ammoniaque, comme 4 : 6. Quoique la correspondance entre ces résultats ne soit pas exacte, leur différence n'est certainement pas très-grande, et il faut convenir, qu'en supposant même l'hypothèse bien établie, elle est tout aussi peu considérable qu'on peut raisonnablement s'attendre à la trouver, si l'on considère l'extrême difficulté qu'il y a d'atteindre au degré de précision parfaite dans l'analyse des composés gazeux. Si l'ammoniaqne étoit composée de 83 azote et 17 hydrogène, au lieu de 80 azote et 20 hydrogène, la densité de l'azote de 4 deviendroit 5, et alors les résultats coïncideroient presqu'exactement : or, il n'est pas

besoin de faire observer combien cette erreur d'évaluation des 0.03, qui feroit disparoître toute différence entre eux, est facile à commettre dans l'analyse des gaz.

En admettant que l'hypothèse de Dalton soit fondée, la table ci-dessous présente la densité des atômes des gaz simples, et de ceux qui sont composés de fluides élastiques avec les symboles de la formation de ces atômes composés.

Table de la composition et de la densité des gaz.

⊙	Hydrogène....................	1
⦶	Azote.....................	5
○	Oxigène....................	6
⊖	Acide muriatique...........	18
⊙○	Eau......................	7
⊙⦶	Ammoniaque..............	6
○⦶	Gaz nitreux................	11
⦶○⦶	Oxide nitreux.............	16
○⦶○	Acide nitrique..............	17
⊖○⊖	Acide oximuriatique.........	24
○⊖○ ○	Acide sur-oximuriatique.....	27

Quant à la densité des autres gaz, dans la composition desquels il entre des atômes de corps solides, nous la considérerons dans une des sections suivantes.

[*Elasticité des gaz attribuée au calorique.*]

7. Il a été fait bien des conjectures en physique sur la cause de l'élasticité des corps gazeux. L'opinion qui semble le plus généralement prévaloir aujourd'hui, est celle qui fait résider la force de répulsion dans la substance qu'on appelle calorique. Les gaz sont des combinaisons de cette substance avec une base, et ils doivent la permanence de leur état élastique à l'union entre les atômes de la base, et ce calorique, dont les molécules, quoique se repoussant entre elles, sont considérées comme ayant une affinité très-forte pour les atômes d'autres corps. Cette opinion n'étant pas susceptible de preuve directe, on ne peut la considérer autrement que comme une hypothèse plausible. Si elle étoit fondée, on en pourroit conclure que l'élasticité des gaz ne doit pas précisément augmenter en raison de leur diminution de volume; car lorsque l'air est comprimé par une forcequelconque, il s'en dégage une grande quantité de calorique. On voit, par les expériences de Dalton que nous avons précédemment citées, que la chaleur produite par la condensation soudaine de l'air à la moitié de son volume, est au moins égale à 10°. centigr. Mais il a été plus récemment démontré par Biot, que dans ce cas la chaleur dégagée est souvent

beaucoup plus considérable. Elle suffit, lorsqu'on comprime rapidement un mélange de gaz, oxigène et hydrogène pour l'enflammer et le convertir en eau. L'expérience en fut faite au moyen d'un piston dans un canon de fusil à vent. Le canon, quoique de fer et très-fort, fut déchiré par la violence de l'explosion (1). Un dégagement aussi considérable de calorique doit diminuer sensiblement l'élasticité, si la compression est continuée jusqu'à ce que le gaz condensé ait eu le tems de se refroidir. D'un autre côté, lorsque les corps gazeux sont raréfiés, leur élasticité ne doit pas diminuer dans le rapport de leur augmentation de volume; car il est probable que dans sa dilatation l'air absorbe le calorique dans la même proportion qu'il l'abandonne lorsqu'il est condensé.

[*Quantité d'eau contenue dans les gaz.*] 8. La considération de la proportion d'eau qui entre dans la constitution des corps gazeux a été également un sujet de discussion parmi les savans. Selon quelques physiciens, la présence d'une portion de ce liquide est essentielle à l'état élastique des gaz. Il y en-a même qui ont été, à cet égard, assez loin pour affirmer que toute la matière pondérable contenue dans

(1) Phil. Mag. XXI. 362.

les gaz est de l'eau, et qu'ils ne consistent que dans ce liquide combiné avec quelques corps, tels que les fluides magnétique, électrique, etc. qui n'ont pas sensiblement de poids. Il seroit inutile d'entrer ici dans l'examen particulier de ces opinions, qui ne pouvant être appuyées de preuves, n'ont pu être proposées que comme des suppositions ingénieuses, ou comme moyens d'obvier à quelque difficulté.

On voit, par les expériences de Saussure, qu'en laissant pendant un tems suffisant de l'air atmosphérique en contact avec de l'eau à la température de 14° centig., on peut enlever ensuite à 1981 centimètres cubes de cet air, au moyen d'alcalis desséchés, environ 0.023 gram. d'eau. Les expériences de Dalton donnent presqu'exactement les mêmes résultats; mais Clément et Desormes n'en ont obtenu que 0.018 gram. environ, en faisant passer la même quantité d'air atmosphérique sur du muriate de chaux concret (1).

Saussure reconnut aussi qu'en laissant, pendant un tems convenable en contact avec l'eau un mélange, à volumes égaux, d'air atmosphérique, de gaz, hydrogène et acide carbonique à température et pression barométrique

(1) Ann. de chim. XLII. 125.

égales, on obtenoit ensuite de chacun de ces gaz une même quantité d'eau en les traitant avec l'alcali desséché. Clément et Desormes, ayant fait des expériences semblables sur l'air atmosphérique et les gaz oxigène, hydrogène, azote et acide carbonique, elles leur donnèrent des résultats absolument les mêmes (1). On peut conclure de ces expériences que la quantité d'humidité que les gaz contiennent dépend de leur volume et non de leur densité ; que 1981 centim. cubes de tous les gaz, à température et pression égales, sont susceptibles de se mêler ou de se combiner avec une même quantité d'eau, ou sont au moins disposés à abandonner exactement le même poids de ce liquide. Ces résultats se trouvent parfaitement d'accord avec ceux de Dalton sur ce sujet.

Tous les gaz, dans les circonstances ordinaires, contiennent de l'humidité, car tous ils en abandonnent un peu lorsqu'on les met en contact avec des alcalis desséchés, du muriate de chaux, de l'acide sulfurique, de la chaux et autres substances semblables qui ont une forte affinité pour l'eau ; mais lorsque ces substances cessent d'agir ainsi sur les gaz, devons-nous les considérer comme entièrement dépouillés d'eau,

(1) Ann. de chim. XLII. 125.

ou en retiennent-ils encore une portion sur laquelle ces corps ne peuvent plus produire aucun effet? Il a été démontré, par les expériences de William Henry, que c'est dans ce dernier état que se trouvent les gaz. Il a indiqué un moyen d'enlever encore aux gaz une portion considérable d'eau après qu'ils ont été rendus aussi secs qu'il est possible à l'aide des sels alcalins. Il soumit aux explosions électriques du gaz acide muriatique, desséché par le muriate de chaux, et contenu sur du mercure; le volume du gaz diminua, il se forma du muriate de mercure; et lorsque le gaz fut absorbé par un liquide, il resta les 0.06 de gaz hydrogène. En faisant l'expérience dans des vaisseaux de verre fermés, il se produisoit du gaz acide oximuriatique, et il y avoit pareillement dégagement d'hydrogène. Ces phénomènes du dégagement d'hydrogène, et de la formation d'acide oximuriatique, qui eurent indubitablement lieu dans les deux cas, étoient dus à la décomposition de l'eau que le gaz desséché retenoit encore. Il y avoit une limite au-delà de laquelle les explosions électriques ne produisoient plus aucun effet (1). La quantité d'hydrogène dégagé dans ce cas

(1) Henry, Nicholson's *quarto Jour.* IV. 211.

indique plus des 0.064 d'un gramme d'eau existant dans 1639 centimètres cubes de gaz acide muriatique, préalablement desséché autant qu'il avoit pu l'être. Or cette quantité d'eau est beaucoup plus considérable que celle qu'on peut découvrir dans les gaz par le moyen des substances salines. M. Henry trouva que le gaz hydrogène carburé, obtenu de l'acétate de potasse, après avoir été complètement desséché par les alcalis, éprouvoit par l'électricité une dilatation des 0.166 environ de son volume total; et il fit voir que cette augmentation de volume étoit produite par le dégagement du gaz hydrogène provenant de la décomposition de l'eau qui étoit encore retenue dans l'hydrogène carburé (1). En attribuant rigoureusement à l'hydrogène la totalité de l'augmentation, elle indiqueroit la présence d'environ 0.19 grammes d'humidité dans l'hydrogène carburé sec.

Ainsi il paroît que l'humidité dont on dépouille les corps gazeux par le moyen de sels desséchés, ne constitue qu'une petite portion de celle qu'ils contiennent; puisque l'électricité en sépare ensuite une beaucoup plus grande portion en la décomposant; mais cette dernière portion ainsi enlevée est-elle tout le reste de l'humidité qu'avoient conservée les gaz, ou en retiennent-ils encore? C'est ce dont nous n'avons aucun

(1) Nicholson's *quarto Jour.* II. 244.

moyen de nous assurer. Il est certain que l'eau influe considérablement, en les facilitant, et sur la combinaison du gaz acide carbonique avec les corps, et sur sa séparation d'avec eux. La chaux et la magnésie parfaitement desséchées n'absorbent point ce gaz; mais il s'unit très-facilement à la chaux éteinte. D'un autre côté, le docteur Priestley a fait voir que la séparation du gaz acide carbonique du carbonate natif est aidée par la vapeur de l'eau. Clément et Desormes ont essayé de prouver que Priestley s'étoit trompé dans ses expériences; que l'eau ne facilite point la séparation du gaz; qu'on l'enlève en totalité au carbonate par la chaleur, et que l'acide carbonique, ainsi obtenu, est complètement dépouillé d'humidité; mais Berthollet a observé qu'ils avoient poussé beaucoup trop loin leurs conséquences à cet égard. Le carbonate de barite natif peut contenir, et contient probablement de l'humidité quoiqu'elle y adhère trop fortement pour ne pouvoir en être séparée, si ce n'est avec l'acide carbonique. Il paroît au surplus que nous n'avons actuellement aucun moyen d'obtenir les gaz parfaitement secs, quoiqu'aucune espèce de raison ne donne lieu de penser qu'ils ne puissent pas se trouver dans cet état. Il n'y a rien ni dans la nature des corps gazeux, ni

dans la nature de l'eau, qui nous porte à croire que la pression de ce dernier corps soit essentielle à l'état d'élasticité des autres; et, en effet, lorsque l'eau a été séparée par la méthode de William Henry, nous devons considérer la quantité d'humidité qui reste, si tant est qu'il en adhère encore, comme extrêmement petite, et pouvant être négligée sans crainte qu'il en puisse résulter aucune erreur sensible.

La présence de l'humidité produit un très-grand effet sur la pesanteur spécifique des gaz, et spécialement de ceux qui sont légers. Lorsque, par exemple, le gaz hydrogène est mis en contact avec l'eau, on peut en toute sûreté attribuer la moitié au moins de son poids à l'humidité. Ainsi, lorsqu'on cherche à déterminer la pesanteur spécifique des gaz par leur poids, il faut, autant que cela est possible, qu'ils soient dans le même état relatif d'humidité et de sécheresse. Cet état d'humidité ou de dessication doit influer considérablement sur nos évaluations des proportions dans lesquelles les corps gazeux se combinent, quoiqu'il résulte des observations de Dalton que l'effet n'est pas, à beaucoup près aussi grand qu'on l'avoit annoncé.

[*Nature des vapeurs.*] 9. Tel est l'état de nos connoissances relativement à la constitution des gaz. Les *vapeurs* se rapprochent beaucoup

de ces corps, et quoiqu'ils en diffèrent dans quelques particularités essentielles, ils n'en ont pas moins efficacement servi à répandre un grand jour sur leurs propriétés. Les *vapeurs* sont des fluides élastiques auxquels on peut à volonté faire prendre la forme de *liquides.* C'est en cela qu'ils diffèrent des gaz.

Lorsqu'une vapeur est comprimée, une portion de cette vapeur perd la forme élastique et se condense en un liquide. Le résultat de cette condensation est que la portion restante de la vapeur continue d'être dans le même état d'élasticité qu'avant la compression; d'où il s'ensuit que l'élasticité des vapeurs n'augmente pas en raison de la pression, comme celle des gaz.

Lorsqu'on chauffe les vapeurs, non-seulement leur élasticité augmente, mais encore une nouvelle portion du liquide, si elles en contiennent, est convertie en vapeur. D'où il s'ensuit que l'élasticité augmente *en apparence* dans un rapport beaucoup plus grand que celle des gaz.

Ce n'est que par ces deux circonstances que les vapeurs diffèrent des gaz. Si elles n'avaient pas lieu, leur augmentation d'élasticité par la compression et par la chaleur, serait absolument la même. Les vapeurs

peuvent supporter avant de prendre la forme liquide une pression d'autant plus grande que leur température est plus élevée.

Quelques vapeurs, telles que celles de mercure et d'acide sulfurique, ne sont susceptibles de devenir sensiblement élastiques qu'à une température de beaucoup supérieure à celle moyenne de l'atmosphère, ou que lorsqu'elles cessent d'être sous la pression atmosphérique ordinaire. D'autres, comme celles de l'eau, de l'alcool, et de l'éther ont une élasticité très-sensible, même dans les basses températures ; et elles peuvent être soumises à un certain degré de pression sans être converties en liquides. Parmi ceux des corps qu'on considère ordinairement comme gaz, il en est quelques-uns qui, à de très-basses températures et sous de fortes pressions, prennent la forme liquide. C'est ce qui a lieu à l'égard des gaz ammoniaque, acide oximuriatique, et très-probablement aussi de ceux acide sur-oximuriatique, acide muriatique, acide fluorique et de tous ceux des gaz qui sont absorbés en grandes quantités par l'eau. Les autres gaz ne peuvent devenir liquides, quelque degré de compression et de froid qu'on ait pu jusqu'à présent leur appliquer. Ces faits donnent une grande force à l'opinion le plus généralement admise aujourd'hui, que les fluides élas-

tiques doivent cette propriété d'élasticité au calorique ; qu'ils sont des combinaisons du calorique et d'une base, et que leur permanence d'état résulte de la force d'affinité de cette union. Si cette force est incapable de résister à l'effet de celles qui agissent ordinairement sur eux, on les appelle vapeurs, et dans le cas contraire, ce sont des *gaz*. Mais dans chacune de ces classes de fluides élastiques, la force d'affinité varie. Dans quelques vapeurs l'élasticité ne devient sensible qu'à des températures plus élevées que celles ordinaires ; dans d'autres, cette élasticité se manifeste à la température moyenne de l'atmosphère. Parmi les gaz il en est dont l'élasticité est détruite par des degrés de compression ou de froid qu'il est en notre pouvoir de produire, tandis que d'autres la conservent constamment, quels que soient la force de compression et le degré de froid auxquels nous puissions les soumettre.

SECTION II.

Du mélange des gaz.

On peut mêler ensemble les corps gazeux comme d'autres fluides. Or, lorsque de tels

mélanges ont lieu, il en résulte, à l'égard de quelques gaz par leur union, un nouveau composé qui diffère beaucoup dans ses propriétés des gaz qui le constituent. Ainsi les gaz *acide muriatique* et *ammoniaque* forment le *muriate d'ammoniaque*, et les *gaz nitreux et oxigène*, l'acide *nitrique*. Il y a d'autres gaz qui se mêlent ensemble sans aucun changement apparent, comme ceux *oxigène et hydrogène*, *hydrogène* et *azote*, etc. Dans le premier cas il y a manifestement *combinaison*. Le second paroît plutôt en être un de *mélange mécanique*; c'est de celui-ci que nous allons nous occuper en remettant à traiter du premier dans la section suivante.

[*Table des gaz qui se mêlent.*] 1. On a présenté, dans la table ci-contre, la liste des gaz qui peuvent être mêlés ensemble sans qu'il en résulte aucun changement apparent dans leur état.

I. *Gaz qui se mêlent, mais qui ne se combinent jamais intimement.*

Gaz:
- Oxigène avec ceux acides carbonique et fluorique.
- Hydrogène avec ceux acides muriatique et fluorique, avec le gaz oxide de carbone, le gaz oléfiant, les gaz hydrogène, carburé, phosphuré, arsenical, sulfuré, et le gaz ammoniaque.
- Azote avec tous les autres gaz.
- Acide muriatique avec tous les gaz, excepté l'oxigène et un petit nombre de combinaisons gazeuses d'oxigène et d'azote.
- Acide fluorique avec tous les gaz, etc.

II. *Gaz qui se mêlent sans aucun changement, mais qu'en les traitant d'une manière particulière, on peut rendre susceptibles de se combiner.*

Gaz:
- Oxigène avec ceux hydrogène, azote, acide muriatique, oxide de carbone, acide sulfureux, oxide nitreux, acide oximuriatique.
- Hydrogène et azote.

III. *Gaz qui se mêlent sans éprouver de changement, mais qui peuvent être rendus capables de se décomposer mutuellement.*

Gaz:
- Oxigène avec ceux hydrogène carburé, arsenical, sulfuré, avec les gaz oléfiant et ammoniaque.
- Hydrogène avec acide carbonique, gaz nitreux, oxide nitreux, acide oximuriatique, acide sulfureux, etc.

[*Tous les gaz se mêlent également.*] 2. Lorsqu'on met ensemble dans le même vaisseau deux ou un plus grand nombre des gaz indiqués dans cette table, chacun d'eux s'étend également à travers tout l'espace de manière à y être partout d'une densité égale. Chaque portion du mélange contient exactement la même proportion de chacun des gaz. Lorsque les gaz se sont ainsi distribués également dans la capacité du vaisseau, le mélange continue toujours d'être sensiblement uniforme, quelle que soit la différence de pesanteur spécifique des gaz mêlés. Le plus pesant ne gagne pas plus la partie inférieure du vaisseau que le plus léger ne s'élève vers le haut.

C'est au docteur Priestley que nous devons la première suite d'expériences sur ce sujet. Il introduisit dans le même vase cylindrique de l'air ordinaire et du gaz acide carbonique, des gaz nitreux et hydrogène, gaz nitreux et acide carbonique, gaz oxigène et hydrogène, acides sulfureux et fluorique, et après avoir abandonné ce mélange à lui-même et au repos pendant un jour entier, il en retira avec précaution des portions prises à la partie supérieure et au fond du vase, et il les trouva, sous tous les rapports, à-peu-près dans le même état (1).

(1) Priestley, *on. Air.* II. 441.

[*Les gaz mis en contact.*] Il restoit à examiner, si les deux gaz, lorsqu'ils sont simplement mis en contact, le plus léger étant placé au-dessus, et le plus pesant au-dessous, ils sont susceptibles de se mêler d'eux-mêmes et sans agitation. C'est ce que Dalton a dernièrement cherché à reconnoître. Il introduisoit chacun des gaz qu'il vouloit essayer, dans un flacon fermé avec un bouchon de liége et les flacons furent ensuite joints ensemble au moyen d'un tube d'environ 250 millimètres de long sur environ 1.27 millim. d'ouverture. Il remplit d'abord le flacon inférieur d'acide carbonique, et mit successivement dans le flacon le plus élevé, de l'air atmosphérique, des gaz hydrogène, azote et nitreux. L'effet dans tous ces essais fut le même. En examinant au bout d'une heure de repos, l'air du flacon supérieur, il ne s'y trouva pas sensiblement d'acide carbonique, mais au bout de trois heures il en contenoit une très-grande proportion. Il continua à s'assurer ainsi de demi-heure en demi-heure de l'état du mélange dans le flacon supérieur, et toujours il y reconnut la présence d'acide carbonique. Il remplit alors le flacon supérieur de gaz hydrogène et celui inférieur d'air atmosphérique d'abord, et ensuite de gaz oxigène.

Le résultat fut le même. Après un ou deux jours, il trouva les gaz répandus dans l'un et l'autre des flacons. Il opéra avec le même succès sur les gaz nitreux et hydrogène, azote et hydrogène, azote et oxigène (1).

On peut avec fondement conclure de ces expériences, que tous les gaz se mêlent intimement, et indépendamment de toute agitation, lorsqu'ils sont mis en contact, et qu'une fois à cet état de mélange, il n'est plus possible d'en opérer la séparation.

[*Le volume n'est pas altéré.*] 3. Lorsque deux ou un plus grand nombre de gaz sont mêlés ensemble, le volume n'est pas sensiblement altéré. Deux gaz, chacun du volume de 33 centimètres cubes, auront encore, après leur mélange, un volume de 66 centimètres cubes, chacun de ces gaz *paroissant* y occuper justement le même espace que lorsqu'il étoit séparé. La vérité de cette observation est trop bien connue dans la pratique de la chimie pour exiger quelqu'explication particulière.

[*La pesanteur spécifique ne change pas.*] 4. La pesanteur spécifique de semblables mé-

(1) Phil. Mag. XXIV. 8.

langes est précisément le terme moyen de celles des gaz calculées d'après les proportions dans lesquelles chacun d'eux y entre. Ce fait dérive évidemment de celui que nous venons d'énoncer, il est aussi familier que lui à tous les chimistes expérimentateurs.

5. Tels sont les phénomènes du mélange des substances gazeuses entre elles. On en a donné deux explications différentes.

[*Les gaz supposés susceptibles de se dissoudre mutuellement.*] Par la première, on considère les gaz comme exerçant tous réciproquement entre eux une affinité en vertu de laquelle ils se mêlent et sont maintenus dans cet état d'union qui est en réalité, une *combinaison* pouvant être comparée à celle de l'alcool et de l'eau, de l'alcool et de l'éther qui s'unissent lentement lorsqu'on les met en contact, mais qui, dès qu'ils sont unis, ne se séparent plus. Cette force d'affinité étant très-foible, elle ne produit pas de changement sensible dans le volume ou la pesanteur spécifique du composé. C'est par cette raison que Berthollet(1) qui a traité ce sujet en grand avec cette profondeur de génie et cette sagacité qui le

(1) Statiq. chim. I. 274 et 487.

distinguent, a donné à cette combinaison le nom de *dissolution*.

La seconde explication du mélange des gaz fut proposée pour la première fois par Dalton qui publia une des plus ingénieuses dissertations sur ce sujet dans le 5e. volume des mémoires de Manchester.

[*Ils se mêlent mécaniquement.*] Suivant lui les particules d'un fluide élastique n'exercent ni attraction ni répulsion entre elles ; c'est-à-dire qu'elles sont complètement dépourvues d'élasticité les unes à l'égard des autres ; et, par conséquent l'action mutuelle de ces fluides est soumise aux lois des corps non élastiques (1).

La première de ces opinions, quoique le plu généralement admise, présente à une discussion rigoureuse, il faut en convenir, plusieurs difficultés. Dans tous les autres cas de combinaison chimique il se produit quelque changement dans la densité du composé; mais dans les gaz que nous considérons il n'arrive jamais qu'un changement de cette nature ait lieu, la pesanteur spécifique étant toujours le terme moyen de celles des gaz avant le mélange. Mais en outre plusieurs des gaz qui se mêlent ou se

(2) *Manchester's Mém.* V. 543.

combinent ainsi sans aucune altération dans leur densité ou dans leurs autres propriétés, sont capables d'entrer dans une combinaison encore plus intime au moyen de laquelle ils constituent une nouvelle substance avec des propriétés très-différentes. Ainsi l'oxigène et l'hydrogène forment l'eau, et l'hydrogène et l'azote, l'ammoniaque. Ce sont ces phénomènes et plusieurs autres qui portèrent Dalton à regarder comme absurde la considération de la combinaison dans ceux des cas où il n'y a altération ni de densité ni d'élasticité.

[*Ils ne sont pas réciproquement élastiques.*] On ne peut se dispenser d'avouer que l'hypothèse de Dalton s'accorde très-bien avec les phénomènes, et qu'elle explique d'une manière satisfaisante beaucoup de circonstances dont on ne rendroit pas aussi facilement compte dans le système des combinaisons. Selon cette hypothèse, si on mêle m mesure de A avec n mesure de B, les deux corps occuperont $m+n$ mesures d'espace. Les particules de A n'éprouvant point de répulsion de la part de celles de B, qui ne sont à leur égard que des obstacles à toute l'étendue qu'elles pourroient prendre, elles s'écarteront à l'instant les unes des autres autant que les circonstances où elles se trouveront peuvent le permettre, et par conséquent

elles s'arrangeront précisément de la même manière que dans un espace vide, leur densité, considérée abstractivement, devenant $\frac{m}{m+n}$ (celle du composé étant supposée l'unité). De même aussi les molécules de B s'écarteront les unes des autres jusqu'à ce qu'elles aient acquis la densité $\frac{n}{m+n}$ Ainsi les deux gaz se trouveront dans un état de raréfaction tel que leurs forces réunies ne s'éleveront qu'à celle de la pression de l'atmosphère. Ici les molécules de l'un de ces corps n'exerçant aucune pression sur celles de l'autre, la pesanteur spécifique n'est point à considérer. La portion de la pression atmosphérique que le fluide A supporte sera $\frac{m}{m+n}$, et le surplus $\frac{n}{m+n}$ sera celle que soutient le fluide B. Le poids ou la pression exercée sur une particule quelconque de tout mélange fluide de cette nature, ne proviendra que des molécules de sa propre espèce (1).

Il suit de là que lorsque deux gaz sont

(1) Phil. Mag. XXIV. 103.

mêlés ensemble, chacun d'eux occupe tout l'espace qui constitue leur volume total; que l'élasticité du mélange est la somme des élasticités des deux gaz, en supposant que chacun conserve son volume nouveau; et que le volume après le mélange est la somme des volumes de chacun d'eux avant qu'ils fussent mêlés.

Dalton n'a rien mis en évidence à l'appui de son opinion qui n'a pour soutien que la facilité qu'elle présente pour expliquer convenablement les phénomènes. Elle a été vivement combattue par Gough et Berthollet; mais par des considérations différentes : le premier parce qu'il la regardoit comme inconciliable avec les propriétés mécaniques des fluides élastiques (1). Le second parce qu'il ne la trouvoit pas d'accord avec leurs propriétés chimiques (2).

6. En réfléchissant avec attention sur cette hypothèse de Dalton, je trouve que dans plusieurs circonstances elle paroît n'être pas fondée.

On peut certainement bien concevoir que les molécules d'un fluide élastique puissent ne pas exercer de répulsion à l'égard des molécules d'un autre fluide élastique; c'est ce qui

(1) Phil. Mag. XXIV. 103.
(2) Statiq. chim. I. 485, etc.

arrive à l'aimant qui ne repousse point un corps électrique, quoiqu'ils soient l'un et l'autre réciproquement élastiques : mais si cette non-élasticité des fluides élastiques a lieu, rien ne peut empêcher, lorsque deux de ces gaz sont mis en contact, que les molécules de l'un ne se répandent dans l'espace qu'occupoient les molécules de l'autre, si ce n'est la résistance mécanique opposée par les molécules contre lesquelles celles de l'un ou l'autre de ces gaz viennent se heurter. Mais en considérant quel grand degré de compression les gaz sont susceptibles d'éprouver, on ne pourra se dispenser de convenir que sous la pression moyenne de l'atmosphère, la distance entre les molécules des gaz doit être de beaucoup de fois plus considérable que leur volume, et par conséquent la résistance à l'expansion par ce choc d'une molécule contre une autre sera comparativement très-petite. Ces molécules se répandront donc dans l'espace occupé par d'autres gaz à-peu-près avec la même vélocité que dans le vide, et la différence de pesanteur spécifique n'en produira pas une dans le tems du mélange aussi grande qu'on la trouve être. Il me semble que ces circonstances et quelques autres semblables ne s'accordent point avec la notion de non-élasticité.

Si les gaz étoient réciproquement non-élastiques, et si la lenteur de leur mélange provenoit de l'obstacle de la rencontre de leurs molécules entre elles, il seroit impossible de concevoir quelle pourroit être alors la cause qui s'opposeroit à leur combinaison. En supposant, par exemple, les gaz oxigène et hydrogène mis en contact et se mêlant, pourquoi les atômes de l'oxigène ne s'uniroient-ils pas à ceux de l'hydrogène sur lesquels ils se portent et avec lesquels ils forment de l'eau ? On sait qu'ils ont de l'affinité les uns pour les autres. Ils sont, par l'hypothèse, supposés être arrivés en contact, qu'est-ce donc qui pourroit alors les empêcher de s'unir s'ils n'exercent point de répulsion ? le même raisonnement s'applique à l'azote et l'hydrogène, à l'azote et l'oxigène, qui produisent l'ammoniaque, le gaz nitreux, etc. Or comme cette union ne s'opère jamais si ce n'est lorsqu'une des parties constituantes est dépourvue d'élasticité, il y a tout lieu de croire que c'est cette élasticité qui l'empêche d'avoir lieu, et s'il en est ainsi il faut que les différens gaz soient réciproquement élastiques.

Mais en considérant cet obstacle mécanique que les molécules d'un gaz opposent à la dilatation d'un autre, il sera difficile de le distinguer de l'élasticité. En supposant des

volumes donnés de deux gaz amenés en contact, ils resteront ainsi pendant un tems considérable avant de commencer à se mêler ; la surface de l'un présentera un obstacle à l'expansion de l'autre et elle sera retenue dans sa position, ce qui ne peut provenir que de l'élasticité de tout le gaz dont elle fait partie, jusqu'à ce que l'obstacle soit détruit, et alors seulement les gaz pourront se mêler. Or cet effet paroît bien être d'une manière non équivoque le résultat de l'élasticité mutuelle des gaz.

Ainsi les phénomènes du mélange des gaz ne semblent pas s'accorder avec la supposition de la non-élasticité réciproque des atômes des différens fluides élastiques ; mais si on regarde l'hypothèse de Dalton comme dénuée de preuves, et que par cette raison on se refuse à l'admettre, il faudra bien alors, quelque problématique que cela puisse paroître d'abord, convenir que les gaz exercent non-seulement de la répulsion entre eux, mais encore qu'ils s'attirent mutuellement, et qu'ils ont tous, ainsi que l'annonce Berthollet, la propriété de *dissoudre* les autres fluides élastiques. Il seroit en effet impossible d'expliquer, sans la supposition d'une attraction, comment les gaz se mêlent constamment nonobstant leur différence de pesanteur spécifique, comment

ils restent à l'état de mélange en manifestant toutes les propriétés de composés homogènes. Et cette supposition d'attraction ne paroîtra pas étrange en considérant que la plupart des gaz en manifestent une puissante entre eux dans de certaines circonstances, d'où il résulte des composés connus pour être des combinaisons chimiques. C'est ainsi que l'oxigène et l'hydrogène forment l'eau : l'oxigène et l'azote, l'acide nitrique etc. Or il seroit absurde de supposer que cette attraction ne commence à exister qu'au moment de l'union des gaz. L'action de cette force se seroit exercée d'une manière visible longtems auparavant si l'effet n'en eût été arrêté par l'intervention d'une force plus puissante.

[*Les vapeurs se mêlent avec les gaz, comme les gaz entre eux.*] 7. La vapeur de l'eau, et même toutes les vapeurs, car nous ne connoissons rien de contraire à ce fait, se mêlent avec les gaz précisément de la même manière que les gaz se mêlent entre eux. Dalton qui a fait la suite la plus complète d'expériences sur ce sujet, a cru pouvoir tirer des nombreux résultats qu'il en a obtenus la conclusion suivante : soit 1 l'espace occupé par un gaz quelconque d'une température donnée, et dépouillé d'humidité ; p la pression connue qu'il

éprouve, exprimée en millimètres de mercure, f la force de vapeur d'un liquide, tel qu'il soit, à cette même température, et dans le vide : la vapeur étant alors admise dans l'air, il y a expansion, et l'espace occupé par l'air devient $= 1 + \frac{f}{p-f}$, ou, ce qui est la même chose, $= \frac{p}{p-f}$. Soit ainsi la température $= 82.22°$ centig., $p = 756$ millim., et soit l'eau le liquide; alors $f = 378$ millim. (1), et par conséquent $\frac{p}{p-f} = \frac{756 \text{ millim.}}{756 - 378} = 2$. De sorte que dans ce cas le volume de l'air est doublé (2).

Ainsi il paroît que lorsqu'une vapeur et un gaz sont mêlés ensemble, l'élasticité du mélange est la somme des élasticités qu'auroient les deux corps qui le constituent, en les supposant occuper chacun les volumes du tout; et que le volume du mélange est égal à la somme des volumes des deux constituans en les supposant l'un et l'autre soumis séparé-

(1) On a donné, dans le second volume de cet ouvrage, p. 194, la table de Dalton sur la force de la vapeur à différentes températures.

(2) *Manchester Memoirs*, V. 572.

ment à la même pression qui agit sur le composé après le mélange. Or c'est précisément ce qui arrive dans le mélange de deux gaz.

[*Opinions sur la nature du mélange.*] Il a été émis trois opinions concernant la nature du mélange des gaz et de la vapeur. Suivant les deux premières les constituans sont combinés chimiquement, et selon la troisième ils sont mécaniquement mêlés. Dans la première hypothèse le gaz se combine avec le liquide et le dissout, non pas à l'état de vapeur, mais à celui de liquide. Elle ne se trouve pas d'accord avec les phénomènes, car elle est incompatible avec les résultats des expériences de Dalton que nous venons de citer, et par conséquent on ne peut l'admettre.

Dans la seconde opinion le gaz dissout la vapeur, précisément de la même manière qu'un gaz en dissout un autre, ou la vapeur existe à l'état gazeux, formant avec le gaz la même combinaison imparfaite qui résulte du mélange des gaz entre eux. Cette opinion est celle qui est le plus généralement reçue depuis que les expériences hygrométriques de Saussure et Deluc ont été connues.

La troisième opinion est celle de Dalton. D'après elle les molécules des gaz et des vapeurs ne sont pas réciproquement élastiques

entre elles. Lorsqu'elles sont mêlées ensemble, l'élasticité de la vapeur allège le gaz d'une portion de la pression qu'il supportoit. Il se dilate alors en raison de l'excès de son élasticité jusqu'à ce que cette élasticité réunie à celle de la vapeur balance exactement la pression. Les deux fluides sont mêlés, mais ils n'agissent point l'un sur l'autre. Chacun d'eux supporte une portion de la pression. Si l'un ou l'autre est détruit, et que celui qui reste ne soit soumis qu'à la portion de pression qui lui est propre, le volume ne sera pas altéré. Il est aisé de voir que c'est précisément l'hypothèse concernant le mélange des gaz que nous avons précédemment exposée; et il paroît en effet que ce sont les phénomènes du mélange des vapeurs avec les gaz qui portèrent d'abord Dalton à l'établir.

Cette hypothèse explique parfaitement bien les phénomènes. Elle nous fait voir pourquoi toutes choses égales d'ailleurs, la quantité de la vapeur est toujours proportionnelle au volume du gaz; comment il se fait que tous les gaz en contiennent la même proportion, et pourquoi le volume du mélange est égal au volume qu'avoient auparavant les deux corps qui le forment. Mais cette hypothèse présente les mêmes difficultés que celles dont nous avons

déja parlé lorsque nous avons considéré le mélange des gaz, et il s'en offre d'autres qui tiennent à la nature particulière des vapeurs. Ces corps lorsqu'ils éprouvent une augmentation de pression, sont convertis en partie en liquides. Or, dans le cas de mélange d'une portion de vapeur avec l'air, il est difficile de concevoir comment, dans l'hypothèse de Dalton, la vapeur conserveroit sa forme élastique, car il est de principe en hydrostatique, que chaque molécule d'un fluide soutient la totalité de la pression, et je ne vois pas par quelle raison ce principe ne se maintiendroit pas, même dans la supposition que l'hypothèse de Dalton est bien établie.

Par la seconde hypothèse suivant laquelle les vapeurs sont à l'état élastique et dissoutes par les gaz, précisément comme un gaz l'est par un autre, on donne tout aussi bien l'explication des phénomènes que par celle de Dalton; et elle nous fournit le moyen de reconnoître pourquoi la vapeur n'est pas réduite à l'état liquide par le poids de l'atmosphère qui la presse. Sa combinaison avec le gaz la rend capable de résister à une pression qu'autrement elle n'auroit pu soutenir.

[*Pourquoi l'air passe à travers les vaisseaux d'argile chauffés, contenant de la vapeur d'eau.*]

8. Priestley trouva, par une suite d'expériences très-curieuses dont nous avons déja donné un court exposé, que lorsqu'on chauffe des cornues de terre humides, la vapeur de l'eau s'échappe à travers leurs pores, tandis qu'en même tems l'air extérieur se faisant passage à travers les mêmes pores, pénètre dans le vaisseau et peut être recueilli en grandes quantités (1). Etendant ensuite ses expériences à diverses espèces de gaz, il reconnut qu'en chauffant une cornue de terre environnée d'un gaz d'une autre espèce que celui dont elle est remplie, une portion de ce dernier gaz en sort à travers les pores, tandis qu'une quantité égale de celui qui lui est extérieur y entre par la même voie (2). La même chose a lieu dans les vessies sans l'application de la chaleur. Si après avoir rempli une vessie de gaz hydrogène on la suspend dans l'air, ce gaz acquiert promptement la propriété de détoner à raison de ce que l'air extérieur vient s'y mêler. Dalton fit l'application de son hypothèse aux phénomènes que présentent ces expériences intéressantes. Suivant lui la chaleur augmentant la dimension des pores il s'établit une commu-

(1) Priestley, *on Air.* II. 407.
(2) *American*, Phil. Trans. V. 14.

nication entre l'air dans lequel le vaisseau est plongé et la vapeur ou le gaz qu'il contient. Le mélange s'en opère comme il auroit lieu si ces gaz étoient présentés au contact dans deux vaisseaux qui communiqueroient entre eux (1). Mais il n'est pas nécessaire de considérer l'hypothèse de Dalton comme fondée pour rendre raison de ces effets, car ils seront également produits, les deux gaz étant réciproquement élastiques, pourvu qu'ils aient de l'affinité l'un pour l'autre.

[*La distillation dans des vaisseaux fermés pleins d'air ne peut s'effectuer.*] 9. On peut conclure d'expériences faites sur la distillation par Fontana, et qu'il a publiées en 1779, que l'air n'est point passif dans les cas d'évaporation, ainsi que cela devroit être dans l'hypothèse de Dalton. Il réunit par le moyen d'un tube de verre scellé hermétiquement deux matras dont l'un contenoit de l'eau et dont l'autre étoit vide. Il fit bouillir l'eau pendant longtems tout en maintenant froid le matras qui étoit vide, mais il n'y passa point d'eau par distillation. Il exposa de la même manière de l'éther à une chaleur supérieure à celle de 60° centigr. dans un matras, l'autre étant

(1) Phil. Mag. XXIV. 14.

entouré de glace et il n'y eut point distillation de l'éther (1). Il résulte évidemment de ces expériences, si elles sont exactes, que l'air n'y est pas sans action. Car on sait qu'en vidant d'air le matras, la distillation a lieu très-facilement, et rien ne prouve mieux l'élasticité mutuelle des gaz et des vapeurs ; il paroît en effet que c'est l'élasticité de l'air renfermé dans le matras, qui étant considérablement augmentée par la chaleur, non-seulement retarde, mais même empêche la distillation.

Ainsi quelqu'ingénieuse que soit l'hypothèse de Dalton, quelque facilité qu'elle présente pour l'explication de la plupart des faits, il n'en seroit pas moins hasardeux de l'admettre dans plusieurs circonstances. Il faut donc alors conclure de tout ceci, que dans leur mélange les gaz et les vapeurs sont retenus ensemble par une espèce d'affinité dont la force n'est pas assez considérable pour produire une condensation sensible, ou aucun de ces autres phénomènes qui sont ordinairement l'indice d'une combinaison chimique, mais qui suffit cependant pour opérer le mélange intime et uniforme de ces corps élastiques et pour les maintenir à l'état d'union. On peut désigner

(1) Berthollet, Statiq. chim. I. 498.

avec Berthollet cette espèce d'affinité foible en l'appelant *dissolution*. Nous allons considérer dans la section qui suit ceux des corps gazeux qui se *combinent* entre eux d'une manière plus marquée.

Section III.

De la combinaison des gaz.

Il y a des fluides élastiques qui ont la propriété de s'unir ensemble et de former ainsi un nouveau composé, gazeux ou non, dont les propriétés sont très-différentes de celles de ces mêmes fluides lorsqu'ils ne sont simplement qu'à l'état de mélange ou à celui de *dissolution*. On peut diviser ces corps gazeux en deux classes ; quelques-uns se combinent dans toutes les circonstances par le simple mélange ; d'autres ne s'unissent que dans des états particuliers.

1. Nous allons donner ici l'énumération des gaz qui s'unissent par le simple mélange, et l'indication des produits qui en résultent.

Gaz qui se combinent par le mélange.

GAZ.	PRODUITS.
Oxigène avec gaz nitreux...	Acide nitreux. Acide nitrique.
Ammoniaque avec vapeur de l'eau.	Ammoniaque liquide.
—— avec acide muriatique.	Muriate d'ammoniaque.
—— avec acide fluorique.	Fluate d'ammoniaque.
—— avec acide carbonique.	Carbonate d'ammoniaque.
—— avec acide sulfureux.	Sulfite d'ammoniaque.
—— avec hydrogène sulfuré.	Hydrosulfure d'ammoniaq.

1. Autant que nous avons pu en juger jusqu'à présent, la dénomination de gaz n'est applicable à aucun des composés produits par ces combinaisons. Les deux premiers de ces produits, les acides nitreux et nitrique, semblent être des *vapeurs*. Le composé que forme le gaz ammoniaque avec la vapeur de l'eau est un liquide; tous les autres sont des corps solides. Si en effet on en excepte les gaz oxigène et nitreux, il est à peine aucun des autres fluides élastiques qui se combinent toutes les fois qu'ils sont mis en contact, qui

mérite le nom de gaz dans la stricte acception du mot. Tous les autres se rapprochent de l'état de vapeurs.

[*Les gaz oxigène et nitreux s'unissent dans deux proportions.*] 2. Dès que les gaz oxigène et nitreux arrivent en contact, ils s'unissent et il en résulte une vapeur colorée en jaune. Il paroît, d'après les expériences de Dalton, que ces gaz sont susceptibles de former cette union dans deux proportions différentes. Cent mesures d'air atmosphérique, ajoutées à 36 mesures de gaz nitreux dans un tube étroit tenu sur l'eau, laissent un résidu de 79 mesures; et 100 mesures d'air atmosphérique introduites dans une large cloche de verre placée sur l'eau, contenant 72 mesures de gaz nitreux, donnent également pour résidu 79 mesures (1). Suivant ces expériences 21 mesures de gaz oxigène peuvent s'unir avec 36 et avec 72 mesures de gaz nitreux; ou 100 mesures d'oxigène s'unissent avec 171.0 et 342.8 mesures de gaz nitreux. En appliquant à ces combinaisons l'hypothèse de Dalton, dont nous avons déja parlé dans une précédente section, on trouvera que la pre-

(1) Phil. Mag. XXIII. 351.

mière combinaison est formée d'un atôme d'oxigène uni à un atôme de gaz nitreux; et la seconde d'un atôme d'oxigène uni à deux atômes de gaz nitreux. La première paroît être la substance qu'on distingue ordinairement par la dénomination d'acide nitrique, et la seconde est la vapeur nitreuse, ou l'acide nitrique saturé de gaz nitreux.

On formera les symboles représentatifs de la composition d'un atôme de chacune de ces combinaisons, et de la densité de cet atôme, en ajoutant ensemble les nombres indiquant la densité de chacun des atômes constituans, et on aura

		Densité.
○⦶○	Acide nitrique...........	17
○⦶○⦶○	Vapeur nitreuse.........	28

La première combinaison est un composé triple, qui ne peut être réduit qu'en gaz nitreux et oxigène, ou en azote et oxigène; tandis que la seconde est un composé quintuple, qui peut se résoudre en oxide nitreux et oxigène, en gaz nitreux et oxigène, en acide nitrique et gaz nitreux, en oxigène et azote. Les proportions dans lesquelles nous venons d'annoncer que les gaz oxigène et nitreux peuvent se combiner, sont celles extrêmes de

cette faculté d'union des deux gaz ; mais l'expérience nous apprend chaque jour qu'elle peut également s'opérer dans toutes les autres proportions intermédiaires, ce qui constitue indubitablement l'acide nitrique tenant en quantités variables le gaz nitreux en dissolution.

Ainsi, par exemple, l'acide nitrique que prépara Davy pour servir à ses expériences sur l'examen de la composition de cet acide, étoit formé de 100 mesures d'oxigène unies à 218 mesures de gaz nitreux (1).

3. Comme il n'a point encore été fait de recherches sur la combinaison du gaz ammoniacal avec la vapeur de l'eau, nous ignorons dans quelles proportions ces substances se combinent, nous savons seulement que toutes les fois qu'elles arrivent en contact elles se condensent réciproquement en un liquide.

[*Muriate d'ammoniaque.*] 4. Le gaz acide muriatique et l'ammoniaque étant mis en contact, il se produit par leur condensation mutuelle un solide sous la forme d'une poudre blanche qu'on appelle muriate d'ammoniaque. J'ai trouvé par les expériences que j'ai faites sur cette combinaison, que les deux gaz disparoissent lorsqu'ils sont à-peu-près réduits au même

(1) Davy's *Researches*, p. 16.



volume. En supposant que le composé produit dans ce cas soit neutre et privé d'eau, et que la pesanteur spécifique des deux gaz, établie dans la table précédente, soit exacte, alors le muriate d'ammoniaque contiendroit plus de trois parties en poids d'acide muriatique unies à une partie d'ammoniaque; et en admettant suivant l'hypothèse de Dalton que l'union des deux gaz s'opère d'atôme à atôme, alors le symbole du muriate d'ammoniaque (abstraction faite de l'eau qu'il contient) seroit ⊖⊙⦶.

5. Il n'a point été fait de recherches exactes sur la combinaison de l'ammoniaque avec les acides fluorique, carbonique et sulfureux. Tout ce que nous savons, à cet égard, c'est que ces gaz se condensent réciproquement et forment des solides.

[*La condensation résulte de la combinaison.*] 6. Il est évident que dans la combinaison de ces gaz il y a condensation considérable, quoiqu'il soit difficile d'en faire exactement l'évaluation pour chaque cas, à raison du changement d'état qui s'opère. La pesanteur spécifique de l'acide nitrique en vapeur devroit être par le calcul de 1.097 (1),

---

1) Soit *P* la pesanteur spécifique du gaz nitreux, *p* sa

en supposant qu'il n'y a point eu condensation, et M. Davy s'est assuré qu'elle étoit au moins de 2.427 (1). La densité se trouvoit donc avoir été plus que doublée par la combinaison. Mais la condensation est par conséquent bien plus considérable encore lorsque le composé devient solide. Ainsi la pesanteur spécifique du muriate d'ammoniaque, en le supposant conserver l'état gazeux, seroit par le calcul de 1.241, tandis qu'elle est en réalité de 1.4×816 ou de 1142, lorsqu'il est réduit à moins des 0.0011 de son volume calculé. Il est très-probable que les autres combinaisons de l'ammoniaque avec les gaz acides donnent lieu à une condensation semblable, quoique le degré n'en ait pas été déterminé par expérience.

7. La facilité avec laquelle ces derniers corps

---

quantité, H la pesanteur spécifique de l'oxigène, et h sa quantité. La pesanteur spécifique du composé, en supposant qu'il n'y ait point eu condensation, seroit $\frac{PH(p+h)}{Ph \times Hp}$, or dans le cas présent nous avons $P=1.094$, $H=1.103$, $p=58$ et $h=34$, ce qui donne la pesanteur spécifique $= \frac{111.06}{101.17} = 1.097$ à-peu-près.

(1) Je dis au moins, parce que l'acide en vapeur de M. Davy contenoit évidemment du gaz nitreux en abondance.

se combinent, le peu de calorique qui se dégage pendant qu'elle a lieu, la condensation prodigieuse qu'ils éprouvent, et la difficulté de les séparer de nouveau lorsqu'ils sont unis, sont de fortes présomptions pour considérer l'état de gaz de ces corps comme n'étant pas le même, dans la stricte signification de cette expression, que celui des autres fluides élastiques permanens. Quant à l'acide nitrique, la condensation qu'il subit est beaucoup moindre, et nous avons eu lieu de reconnoître par un grand nombre d'expériences, que cet acide retient encore une énorme quantité de calorique, et qu'il est en réalité un soutien puissant de combustion.

8. La rapidité avec laquelle les corps gazeux que nous avons considérés se combinent, toutes les fois qu'ils se trouvent en contact, semble avoir été pour Dalton une des raisons les plus puissantes qui l'aient porté à supposer que les gaz ne sont pas réciproquement élastiques : et au premier apperçu elle semble en effet présenter une très-forte objection contre la doctrine commune.

[2. *Gaz qui se combinent dans des circonstances particulières.*] Les gaz qui peuvent être mêlés sans aucun indice remarquable de combinaison, quoique capables de s'unir dans de certaines circonstances, ne sont pas en grand nombre.

Nous en présentons ici l'énumération en y ajoutant les produits qu'ils forment par leur union.

Gaz.		Produits.
Oxigène avec	hydrogène	Eau.
	oxide de carbone	Acide carbonique.
	azote	Acide nitrique.
Hydrogène avec azote		Ammoniaque.
Oxigène avec	acide muriatique	Acide oximuriatique.
	acide oximuriatique	Acide sur-oximuriatique.
	acide sulfureux	Acide sulfurique.
	oxide nitreux	Acide nitrique.

[*Les produits sont principalement des fluides élastiques et liquides.*] 1. La plupart de ces produits sont des fluides élastiques permanens appartenant à la classe de ceux qui jouissent moins complètement des propriétés gazeuses ou qui se rapprochent de l'état de vapeurs. Tous les autres sont liquides ; ainsi il paroît que ces corps gazeux en se combinant perdent une partie de leur élasticité.

[*La combinaison produite par la chaleur et l'électricité.*] 2. L'oxigène, par combustion, se combine avec l'hydrogène et avec l'oxide de carbone, tandis qu'il s'unit à l'azote par le moyen de l'électricité, ou à la température à laquelle l'hydrogène brûle. Ainsi quoique ces corps ne s'unissent pas spontanément, ils peuvent se combiner tandis que les deux composans qui entrent dans cette union sont l'un et l'autre à

l'état gazeux. Il est extrêmement probable que dans ces cas la chaleur et l'électricité agissent précisément d'une manière analogue.

Or s'il est vrai, comme c'est l'opinion commune, que les gaz sont des composés du calorique avec des bases, et que dans l'acte de leur combinaison il y a dégagement d'une grande quantité de ce principe, il peut paroître, au premier coup d'œil, difficile de concevoir comment la chaleur peut opérer l'union de ces corps. On peut en effet considérer comme fait contradictoire qu'un corps qui augmente la force de répulsion dans les gaz, puisse, lorsqu'il y est accumulé, être l'agent de leur combinaison ou la cause de la destruction de cette répulsion. Monge a présenté dès longtems une solution très-ingénieuse de cette difficulté qui a été généralement admise comme la véritable.

La répulsion est une force qui occasionne le mouvement. Si par un moyen quelconque la force répulsive d'un atôme d'un gaz est accrue, cet atôme agira avec une énergie d'autant plus grande sur tous les atômes environnans, et les mettra en mouvement. Ceux-ci agiront de même à leur tour sur les atômes qui les avoisinent, et de cette manière le mouvement se propagera à travers tout le fluide. Si nous supposons, par exemple, que dans un

mélange des gaz oxigène et hydrogène un atôme d'oxigène soit soudainement échauffé, cet atôme agira avec une augmentation d'énergie sur celui qui est près de lui et le poussera, de proche en proche, sur les autres atômes jusqu'au plus éloigné. La rapidité de mouvement de l'atôme repoussé augmentera comme la température de l'atôme repoussant : or on peut concevoir que cette température de l'atôme repoussant soit élevée à un assez haut degré pour chasser les atômes environnans avec une vélocité telle qu'ils s'approchent indéfiniment près des autres atômes avant qu'ils aient le tems de se retirer; mais quand un atôme d'oxigène se trouve être indéfiniment rapproché d'un atôme d'hydrogène, les deux atômes se combinent et forment l'eau. Cette combinaison est accompagnée de dégagement du calorique qui repousse de la même manière les atômes environnans et ainsi la combinaison se propage. D'après cette explication, ce n'est pas en les dilatant que le calorique opère l'union de deux gaz, mais bien en comprimant leurs atômes, en les forçant de s'approcher indéfiniment les uns des autres; et il faut convenir que l'électricité agit de la même manière.

Ainsi donc ce n'est que par une action indirecte que le calorique occasionne la

combinaison des corps gazeux. Par l'expansion que prend une portion du gaz, il se produit une compression soudaine sur la portion environnante. Cette compression force les atômes à se combiner, et si la combinaison est accompagnée de dégagement de calorique en quantité suffisante, la même chose se renouvelle constamment jusqu'à ce que le mélange gazeux se soit combiné en totalité. Il s'ensuit que des gaz qu'on allume, il n'y a que ceux qui, comme l'oxigène et l'hydrogène, l'oxigène et l'oxide de carbone, dégagent une très-grande quantité de calorique dans l'acte de leur union, qui se combinent. Les autres, comme ceux oxigène et azote, dont la combinaison ne produit pas beaucoup de chaleur, exigent le renouvellement constant de l'agent extérieur; et, au surplus, il est très-difficile de produire l'union du mélange total de ces gaz, il en échappe ordinairement une grande quantité à l'effet de l'action. C'est par cette raison que la combinaison des gaz oxigène et azote n'a lieu qu'à l'aide de commotions électriques successivement répétées, ou du calorique constamment fourni par la combustion du gaz hydrogène. Les expériences de Biot ont prouvé que par la compression on opère la combinaison des gaz oxigène et hydrogène. Elle produit le même effet

sur tous ceux des corps dont l'union donne lieu à un dégagement abondant de calorique, et c'est pourquoi il y a tant de substances qui détonent lorsqu'elles sont rapidement frappées sur une enclume ou qu'elles sont fortement frottées entre deux corps durs.

Quelque plausible et satisfaisante que soit l'explication donnée par Monge, elle n'est cependant pas à l'abri de toute objection. Comment se fait-il, en effet, que ni le calorique ni l'électricité ne puissent opérer la combinaison d'aucuns gaz, à moins que l'un de ces gaz ne soit celui oxigène ou qu'il le contienne.

[*Combinaison des gaz hydrogène et azote.*]
3. L'hydrogène et l'azote, malgré l'affinité marquée que ces substances ont l'une pour l'autre, n'ont pu être mis en état de combinaison par aucun moyen jusqu'à présent imaginé, lorsqu'ils sont l'un et l'autre à l'état élastique. Le calorique et l'électricité ne produisent aucun effet sur un mélange de ces gaz; mais ils s'unissent aisément, ainsi que le docteur Austin l'a fait voir, lorsqu'on les fait arriver en contact, l'un d'eux étant *naissant*, c'est-à-dire, à l'instant même où il reprend sa forme élastique en se dégageant d'un composé dans lequel il se trouvoit condensé en un liquide ou en un solide. C'est ainsi qu'en mettant un mélange de limaille de fer et

d'eau dans une cloche remplie de gaz azote, le fer décompose l'eau par degrés et l'hydrogène est mis en liberté. Si l'azote se rencontre avec lui au moment de son dégagement, et justement avant qu'il ne reprenne la forme élastique, il s'y combine et forme l'ammoniaque (1).

Dans ces deux gaz alors la force d'attraction n'est pas suffisante pour vaincre entièrement celle de répulsion quoiqu'elle puisse en surmonter la moitié. Cette circonstance de faculté de combinaison, lorsque l'un des deux gaz est naissant, faculté qui a également lieu à l'égard des gaz oxigène et hydrogène lorsque c'est ce dernier qui est *naissant*, et pour ceux oxigène et azote lorsque c'est l'oxigène qui est à cet état, semble incompatible avec l'hypothèse de Dalton de la non-élasticité réciproque des gaz; elle fournit au moins une très-forte présomption en faveur de l'opinion ordinaire.

[*Oxigène et acide muriatique.*] 4. Je n'ai pas connoissance qu'on ait essayé d'opérer la combinaison des gaz oxigène et acide muriatique par le moyen de l'électricité. Il est extrêmement probable, par analogie, qu'on y parviendroit aussi et qu'il en résulteroit de l'acide oximuriatique. Cette combinaison des

(1) Phil. Trans. 1788, p. 382.

deux gaz a facilement lieu lorsque l'oxigène est naissant et que l'acide muriatique est en dissolution dans l'eau. L'oxigène et l'acide oximuriatique ne se combinent qu'en vertu d'une action d'affinités assez compliquée; car comme il est plus difficile de séparer l'oxigène de l'acide sur-oximuriatique que de l'acide oximuriatique, il est probable que dans l'acide sur-oximuriatique la combinaison est plus intime. Mais il n'a pas été fait jusqu'ici un assez grand nombre d'expériences sur ces corps pour qu'il nous soit possible de les considérer avec précision.

[*Gaz acide sulfureux et oxigène.*] 5. Il est très-vraisemblable que les gaz acide sulfureux et oxigène, lorsqu'ils sont mêlés ensemble, se combinent et forment l'acide sulfurique; mais, comme l'expérience n'a pas été faite d'une manière décisive, et que par le mélange des deux gaz il ne se manifeste aucune apparence remarquable, je n'ai pas cru devoir hasarder de ranger ces deux gaz au nombre de ceux qui se combinent spontanément. Le docteur Priestley, après avoir laissé pendant deux jours un mélange de gaz acide sulfureux et d'air atmosphérique dans une cloche sur du mercure, absorba le gaz pour examiner l'air, et il trouva que cet air avoit perdu une portion

de son oxigène (1). On sait que ces deux gaz entrent en combinaison lorsqu'ils sont chauffés au rouge, mais on ne s'est pas assuré si dans ce cas une portion du soufre n'est pas d'abord séparée et n'entre pas alors en combustion.

[*Ces gaz ne s'unissent que dans une seule proportion.*] 6. Tous les corps gazeux dont nous venons de donner la liste, ne peuvent s'unir, par quelque moyen que ce soit de ceux que nous connoissons, que dans une seule proportion. En appliquant aux composés qui en résultent l'hypothèse de Dalton, on trouvera que les gaz s'unissent, soit atôme à atôme, soit par deux atômes de l'un avec un atôme de l'autre. Toutes les fois que les gaz oxigène et hydrogène se combinent, le produit est de l'eau, les gaz oxigène et oxide de carbone forment l'acide carbonique, et l'acide nitrique résulte de l'union des gaz oxigène et azote. Ce produit est le plus remarquable, car dans ce dernier cas les bases peuvent s'unir en proportions diverses. Comment sont-elles fixées dans ce composé particulier, l'acide nitrique, lorsque l'un et l'autre de ces corps sont à l'état gazeux? l'hydrogène et l'azote produisent constamment l'ammoniaque.

---

(1) Priestley, *on Air.* II. 316.

[*Condensation résultant de la combinaison.*]

7. Tous ces gaz éprouvent, lorsqu'ils se combinent, une condensation sensible. On en peut reconnoître plus exactement le degré dans les gaz que comprend la dernière liste que dans ceux de la première, parce qu'il en est peu d'entre eux qui changent de forme. On trouvera ces différens degrés de condensation établis dans la table ci-jointe. La première colonne indique les parties constituantes qui entrent dans la combinaison ; la seconde, les proportions de ces parties en poids qui se combinent ; la troisième, la pesanteur spécifique de chacune de ces parties constituantes (1) ; la quatrième, le nom du composé formé ; la cinquième, sa pesanteur spécifique calculée d'après les seconde et troisième colonnes, en supposant qu'il n'y ait point eu de condensation ; la sixième, la pesanteur spécifique actuelle du composé ; la septième, le volume du composé, en évaluant ce volume à 100, dans la supposition qu'il n'y a pas eu condensation ; la dernière colonne, dont les nombres sont des complémens de ceux de la colonne qui précède, donne la condensation.

---

(1) A la température de 15°.55 centig., excepté dans le premier composé, dont la pesanteur spécifique est prise à 100° centigr.



GAZ CONSTITUANS.	PROPORTIONS.	PESANTEUR spécifique de chacun.	COMPOSÉ FORMÉ.
Oxigène......... Hydrogène.......	59.8 100.00	0.675 0.065	Vapeur d'eau.
Oxigène......... Oxide de carbone..	31.00 69.00	1.103 0.956	Acide carbonique.
Oxigène......... Azote...........	70.23 29.77	1.103 0.978	Acide nitrique.
Hydrogène....... Azote...........	20.00 80.00	0.084 0.978	Ammoniaque.
Oxigène......... Acide muriatique..	29.00 100.00	1.103 1.929	Acide oximuriatique
Oxigène......... Acide oximuriatiq.	162.00 129.00	1.103 2.766	Acide sur-oximuriatiq
Oxigène......... Acide sulfureux...	24.30 147.00	1.103 2.265	Acide sulfurique.
Oxigène......... Oxide nitreux.....	178.00 158.00	1.103 1.603	Acide nitrique.
Oxigène......... Oxide nitreux.....	78.00 158.00	1.103 1.603	Acide nitrique.

Sa pesanteur spécifique par le calcul.	Sa pesanteur spécifique réelle.	Volume.	Condensation.
0.287	0.700	41.0	59.0
0.997	1.500	66.4	33.6
1.062	2.427	43.7	56.3
0.313	0.550	57.0	43.0
1.651	2.766	59.7	40.3
1.503	»	»	»
1.970	»	»	»
1.292	2.427	53.0	47.0
1.394	2.427	57.4	42.6

On voit par cette table, que de toutes les combinaisons des gaz, c'est dans celle des gaz oxigène et hydrogène que se produit la plus grande condensation. La plus foible paroît être celle qu'éprouvent les gaz oxigène, et oxide de carbone à raison, probablement, de ce que l'un des gaz est déja un composé. La condensation des gaz oxide nitreux et oxigène, indiquée dans les deux dernières colonnes horisontales de la table, n'est qu'hypothétique, la combinaison de ces deux gaz n'ayant pu jusqu'à présent être opérée artificiellement.

3. Outre les deux séries de gaz que nous venons de décrire, il en est deux autres qui méritent de fixer l'attention, parce que les gaz qui les composent ont une action marquée entre eux, quoiqu'ils ne se combinent pas. Les gaz de la première série se décomposent mutuellement par leur mélange, et produisent des composés nouveaux de nature différente. Les gaz de la seconde série n'agissent point spontanément les uns sur les autres, mais on peut les rendre capables de se décomposer réciproquement dans des circonstances particulières.

[*Gaz qui se décomposent mutuellement par leur mélange.*] 1. La liste ci-contre

présente l'indication des principaux gaz qui se décomposent mutuellement lorsqu'ils sont mêlés.

Oxigène avec............	hydrogène phosphuré.
Acide oximuriatique avec	ammoniaque. hydrogène phosphuré. hydrogène. hydrogène carburé. oxide de carbone. gaz oléfiant. hydrogène sulfuré. acide sulfureux. gaz nitreux.
Hydrogène sulfuré avec	gaz nitreux. acide sulfureux.

On voit par cette liste, que les gaz qui se décomposent mutuellement sont généralement les uns et les autres des composés. Elle ne présente que deux seuls exemples, où l'un des gaz mêlés se trouve être simple ; savoir, l'*oxigene* avec l'hydrogène phosphuré, et *l'hydrogène* avec l'acide oximuriatique.

[*La décomposition est accompagnée quelquefois de combustion.*] 2. Les décompositions dans les trois premiers cas indiqués dans la table ci-dessus, sont accompagnées de combustion ; car le gaz hydrogène phosphuré prend feu, dès qu'il entre en mélange avec les gaz

oxigène ou acide oximuriatique; et en se mêlant avec ce même gaz acide, le gaz ammoniaque s'allume aussi. Les autres décompositions ont lieu sans aucune combustion sensible, et cependant il est à remarquer que dans chaque cas, quelques-unes des substances nouvellement formées semblent être des produits de combustion.

[*Hydrogène phosphuré et oxigène.*] 3. L'hydrogène phosphuré est un composé d'un gaz et d'un solide, ou corps non élastique. On peut le considérer comme le phosphore dissous dans l'hydrogène, et dépouillé par conséquent de sa force de cohésion. Cet état ajoute à la facilité de l'action de l'oxigène sur lui, et il devient capable de se combiner peu-à-peu avec ce principe à la température de l'atmosphère, précisément de la même manière que cela a lieu, lorsque le phosphore est dissous dans le gaz azote. Mais lorsque la proportion du phosphore tenu en dissolution est considérable, la température produite est suffisante pour enflammer l'hydrogène ou pour en opérer la combinaison avec l'oxigène. Ceci rend raison de l'éclat de la combustion de l'hydrogène phosphuré, et de même aussi du dépôt de phosphore qui se remarque quelquefois lorsque le gaz oxigène n'est pas en quantité suffisante.

L'hydrogène a plus d'affinité pour l'oxigène que le phosphore, mais son élasticité s'oppose à la combinaison. L'action du phosphore n'étant restreinte ni par l'élasticité ni par la cohésion, elle commence à opérer la combinaison, et fournit la température nécessaire : l'hydrogène brûle alors rapidement, ou se combine avec l'oxigène de préférence au phosphore qui, en conséquence ne doit rester qu'en partie combiné avec l'oxigène, à moins qu'il n'y ait un supplément convenable de ce principe. Les produits de cette combustion complète sont de l'eau et de l'acide phosphorique, et lorsqu'elle ne l'est pas, il se forme de l'eau, et il y a du phosphore précipité, mais probablement alors à l'état d'oxide (1).

[*Acide oximuriatique et ammoniaque.*]

4. La combustion spontanée de l'ammoniaque dans le gaz acide oximuriatique paroît présenter d'abord un phénomène singulier, le gaz ammoniaque n'étant susceptible de brûler ni dans l'air atmosphérique ni dans le gaz oxigène, si ce n'est lorsque la température est suffisamment élevée pour décomposer l'ammoniaque. Cette faculté de combustion résulte sans doute en partie de la foiblesse

(1) Berthollet, Stat. chim. II. 110.

d'affinité, en vertu de laquelle les deux constituans de chaque gaz sont unis, puisqu'on peut voir en effet dans la table, qu'alors la condensation est moins considérable que dans la plupart des autres exemples; elle provient encore en partie de la diminution d'élasticité qu'éprouve l'oxigène par sa combinaison avec l'acide muriatique; diminution qui n'est point contrebalancée par l'intimité de la combinaison. Dans l'acide sur-oximuriatique, l'oxigène paroît être beaucoup plus fortement uni à l'acide. Il s'ensuit que très-probablement il ne décomposeroit ni ne brûleroit l'ammoniaque. Le produit de la combustion de l'ammoniaque, par l'acide oximuriatique, semble ne consister qu'en eau. Fourcroy annonce que pendant cette combustion, les parois du vaisseau où elle a lieu sont tapissées de gouttes d'eau qui s'y attachent (1). On ne s'est pas assuré si l'azote ou l'ammoniaque entrent en combinaison avec l'oxigène; mais cela ne paroît pas vraisemblable, car selon Fourcroy l'azote reste en totalité (2).

5. Le phosphore, même à l'état solide, se fond rapidement et brûle avec une flamme

(1) Ann. de chim. IV. 255.
(2) Fourcroy, Conn. chim. II. 338. Engl. Trans.

blanche pâle dans le gaz acide oximuriatique ; on ne doit pas être surpris que le gaz hydrogène phosphuré, dans lequel le phosphore se trouve dans un état beaucoup plus favorable pour la combustion, présente le même phénomène. La flamme est plus vive que lorsque le gaz brûle dans l'air atmosphérique. Quoique l'expérience n'ait pas été faite avec beaucoup de soin, il y a lieu de croire que l'un et l'autre des ingrédiens du gaz se combinent avec l'oxigène, que les produits sont de l'eau et de l'acide phosphorique, et qu'il se dégage de l'acide muriatique ordinaire.

6. Le gaz acide oximuriatique agit différemment sur les gaz hydrogène, hydrogène carburé, et sur l'oxide de carbone. Il ne produit de combustion avec aucun d'eux, mais tous le décomposent lentement et imperceptiblement. Les constituans respectifs de chaque gaz s'unissent à l'oxigène, et sont convertis en un produit de combustion pourvu que l'acide oximuriatique, soit en quantité suffisante. On ne peut considérer cet effet singulier de décomposition que comme *une combustion*, qui s'opérant avec un lenteur extrême, ne donne aucune émission sensible ni de calorique ni de lumière, car autrement la formation des *produits* qui en résulte seroit entièrement

inconcevable. C'est réellement alors le même phénomène que celui qu'offrent les gaz précédens. Il n'en diffère que par la rapidité avec laquelle il a lieu.

C'est à Cruikshanks que nous devons la première suite d'expériences exactes sur l'action de ces gaz entre eux. Il avoit obtenu le gaz acide oximuriatique dont il se servoit, en chauffant un mélange d'acide muriatique liquide, et de sur-oximuriate de potasse, et il contenoit une proportion beaucoup plus grande d'oxigène ; mais il est probable que les mêmes phénomènes se seroient manifestés avec le gaz acide oximuriatique ordinaire, en supposant que la dose en eût été suffisante.

Lorsqu'on mêle ensemble dans un flacon préalablement rempli d'eau une mesure de gaz hydrogène pur, et deux mesures de gaz acide oximuriatique, il se manifeste un léger nuage blanchâtre, mais sans aucun indice sensible de diminution de volume. Si on bouche le flacon, et qu'après l'avoir tenu pendant 24 heures sous l'eau, on en retire le bouchon, ce liquide y entre et le remplit complètement (1). En faisant passer l'étincelle électrique à travers un mélange dans un tube

(1) Nicholson's *quarto Jour.* V. 204.

sur du mercure, de trois mesures de gaz hydrogène, et de 3.50 mesures de gaz acide oximuriatique, il se fait une foible explosion, le mercure monte, et en y admettant l'eau, elle remplit entièrement le tube (1). Ici l'effet absolument le même, est produit instantanément par la combustion, et lentement, sans aucune inflammation apparente. L'hydrogène en s'unissant à l'oxigène du gaz acide est converti en eau, et l'acide muriatique mis en liberté est absorbé par le liquide.

Cruikshanks s'étoit procuré le gaz hydrogène carburé pour ses expériences, en faisant passer du camphre ou de l'éther à travers un tube chaud. Il remarqua que les propriétés en étoient altérées, lorsqu'on le lavoit avec de l'eau. Henry rendit raison de cet effet, en observant que dans leur état de préparation récente, ces corps contiennent un mélange de gaz oléfiant que l'eau en sépare (2). En mêlant dans un flacon une mesure de gaz hydrogène carburé bien lavé avec deux mesures de gaz acide oximuriatique, il ne se produit pas aussitôt de diminution de volume; mais si on garde ce mélange dans le

(1) Nicholson's *quarto Jour.* V. 226.
(2) *Ibid.* XI. 70.

flacon bouché, pendant 24 heures, il en disparoît immédiatement les 0.66; le résidu consiste partie en acide carbonique, et partie en oxide de carbone; mais il est en totalité acide carbonique, lorsque ce mélange des gaz a été fait dans la proportion d'une mesure de gaz hydrogène carburé, et de 3.80 mesures de gaz acide oximuriatique (1).

Lorsqu'on enflamme ces gaz par l'étincelle électrique, il reste toujours une petite portion de fluide élastique inflammable, quelque considérable que soit la proportion du gaz acide oximuriatique dans le mélange. Si elle est trop petite, il se dépose du charbon au moment de l'explosion, ce qui n'a pas lieu si elle est suffisante, parce qu'alors il est entièrement converti en acide carbonique. En allumant un mélange d'une mesure de gaz hydrogène carburé, et de deux mesures de gaz acide oximuriatique, il se dépose du charbon; mais le mélange de ces mêmes gaz dans la proportion d'une mesure du premier et de quatre du second, détone foiblement et sans laisser de dépôt; l'acide carbonique restant mêlé avec de l'air inflammable (2).

(1) Cruikshanks, Nicholson's *quarto Jour.* V. 204.
(2) *Ibid.*

Ces phénomènes très-remarquables ne sont pas faciles à expliquer. Ils indiquent, ainsi qu'on pouvoit s'y attendre, que dans tous les cas, c'est l'hydrogène qui brûle de préférence au carbone, à raison de son affinité plus forte pour l'oxigène. Les effets qu'ils présentent sont absolument semblables à ceux produits par le mélange du gaz hydrogène phosphuré avec le gaz oxigène. Si le soutien de combustion gazeux est en proportion trop petite, l'hydrogène est brûlé, tandis que le phosphore est en partie brûlé et en partie oxidé; mais si l'oxigène est en quantité suffisante, le phosphore est converti en totalité en acide. La même chose arrive aussi dans le cas de l'hydrogène carburé; l'hydrogène est converti en eau, et le carbone l'est partie en acide carbonique, partie en oxide de carbone, si le gaz acide muriatique est en proportion trop foible, et s'il est en quantité suffisante, tout le carbone est converti en acide carbonique. La formation du dépôt de charbon dans l'inflammation du mélange, est évidemment due à la rapidité de la combustion de l'hydrogène.

Lorsqu'on mêle ensemble, à volumes égaux, les gaz oxide de carbone et acide oximuriatique, il ne se produit point immédiatement de changement; mais si au bout de 24 heures,

on donne entrée à l'eau, il se produit une absorption rapide, et l'eau de chaux absorbe le résidu en presque totalité, il ne reste que les 0.10 du volume primitif, et cette portion est encore inflammable. Mais si le mélange consiste dans une mesure du gaz oxide, et 1.35 mesures du gaz acide, il se change entièrement par degrés en acide carbonique. On ne peut enflammer ces mélanges par l'électricité, ce qui provient évidemment de ce que le gaz inflammable ne contient pas l'hydrogène; car c'est la combustion de l'hydrogène qui occasionne celle du carbone, ainsi que le prouve évidemment le dépôt de charbon qui se forme, lorsqu'il y a insuffisance d'oxigène.

[*Gaz acide oximuriatique et oléfiant.*]

7. L'action du gaz acide oximuriatique sur le gaz oléfiant est bien différente de celle qu'il exerce sur le gaz dont il vient d'être parlé. En mêlant ensemble dans un tube sur l'eau trois mesures du gaz acide, et 2.50 mesures de gaz oléfiant, il y a condensation rapide accompagnée de dégagement de calorique; le tube se remplit d'une vapeur aqueuse qui en tapisse en gouttes les parois, et il se dépose un fluide blanc opaque d'apparence huileuse qui surnage l'eau. Si les deux gaz

sont purs ils disparoissent complètement (1). La nature de cette action réciproque des gaz, observée pour la première fois par les chimistes hollandais, n'a pas encore été examinée avec assez d'attention. Il est évident qu'elle diffère beaucoup de la combustion. La matière huileuse est très-combustible; mais on ignore si cette huile, ou plutôt ce fluide éthéré est autre chose que la totalité du gaz oléfiant combiné avec l'oxigène, ou si c'est ce gaz condensé par la séparation d'une portion de son hydrogène, et sa conversion en eau. Les phénomènes s'accordent assez bien avec cette dernière supposition. En allumant ce mélange des gaz par l'étincelle électrique, avant que la condensation ait pu avoir lieu, il y a détonation, formation d'eau et d'acide carbonique, et il se dépose une grande quantité de charbon, ainsi que les chimistes hollandais le remarquèrent d'abord (2). Il n'est pas invraisemblable que le dépôt de charbon observé par Cruikshanks, lorsqu'il alluma par l'électricité un mélange des gaz hydrogène carburé et acide oximuriatique, ne fut dû à la présence d'un peu de gaz oléfiant, car ce dépôt

(1) Henry, Nicholson's *Jour.* XI. 70.
(2) Ann. de chim. XXI. 49.

étoit beaucoup moindre, lorsqu'on lavoit le gaz dans l'eau.

Nous allons donner ici l'indication de la proportion du gaz acide oximuriatique, qu'il est nécessaire de faire entrer dans son mélange avec une mesure des quatre gaz que nous venons d'examiner pour obtenir une décomposition complète.

Indication de la proportion du volume du gaz nécessaire pour opérer la décomposition.

		Mesures du gaz acide.
Pour une mesure des gaz	hydrogène........	1.16
	hydrogène carburé..	3.00
	oxide de carbone...	1.33
	oléfiant...........	1.20

8. L'effet de l'action du gaz acide oximuriatique sur les gaz, hydrogène sulfuré, et acide sulfureux, n'a pas encore été examiné avec beaucoup de précision. L'acide sulfureux se change sans doute en acide sulfurique; dans le premier cas, l'hydrogène est converti en eau, et le soufre se dépose probablement à l'état d'un oxide. On allumeroit vraisemblablement aussi ces gaz par l'électricité, et il y a tout lieu de croire qu'alors les phénomènes coïncideroient à-peu-près avec ceux de

la combustion du gaz hydrogène carburé, par le même moyen.

[*Gaz oximuriatique et nitreux.*] 9. Humboldt a fait voir qu'en mêlant ensemble les gaz nitreux et acide oximuriatique, le premier de ces gaz se combine avec l'oxigène, et est converti en acide nitrique, tandis que le gaz acide oximuriatique est mis à l"état d'acide muriatique ordinaire, d'où il s'ensuit qu'ils sont l'un et l'autre complètement absorbés par l'eau s'ils sont purs et mêlés dans les proportions convenables. Il établit les proportions de ce mélange à des volumes égaux (1). Cette propriété qu'a le gaz nitreux d'absorber l'oxigène de l'acide oximuriatique, pourra paroître d'abord incompatible avec le fait bien connu dans la pratique de la chimie, qu'en mêlant ensemble des acides nitrique et muriatique, il se forme de l'acide oximuriatique qu'on peut en séparer en grande partie par une chaleur médiocre; mais la décomposition de l'acide nitrique est un cas d'action compliquée; elle résulte de celle simultanée de deux forces, l'affinité de l'acide muriatique pour l'oxigène, et celle de l'acide nitrique pour le gaz nitreux; car alors il reste une grande portion de l'acide nitrique qui n'est

(1) Ann. de chim. XXVII. 147.

pas décomposée, et qui devient saturée en partie de ce gaz.

[*Gaz nitreux et hydrogène sulfuré.*] 10. C'est Kirwan qui observa le premier la décomposition spontanée produite par le mélange des gaz nitreux et hydrogène sulfuré. Il faut employer ces gaz secs, autrement l'effet n'a pas aussi facilement et aussi promptement lieu. Austin reconnut aussi (1) l'action mutuelle de ces deux gaz, elle fut depuis plus particulièrement examinée par Davy (2). qui confirma par ses recherches sur ce mélange le fait précédemment avancé qu'elle ne produit ni acide sulfureux, ni acide sulfurique; il fit voir que les nouveaux composés formés sont de l'oxide nitreux, de l'ammoniaque et de l'eau, et que le gaz nitreux éprouve une diminution de volume qui varie des 0.55. aux 0.70. Il se dépose pendant que la décomposition s'opère, une grande quantité de soufre. Cette décomposition spontanée paroît d'abord inexplicable, et je ne vois pas comment par aucun principe quelconque il seroit possible de la faire concevoir, si on suppose les derniers produits comme étant les seuls qui aient été formés; mais il est très-

(1) Phil. Trans. 1788, p. 384.
(2) Davy's *Researches*, p. 203.

probable que la première chose qui arrive est la décomposition réciproque d'un atôme de gaz nitreux par un atôme de gaz hydrogène sulfuré, et la formation d'un atôme d'ammoniaque et d'un autre atôme d'acide sulfureux. Or, l'acide sulfureux et le gaz nitreux se décomposant mutuellement, ainsi que Berthollet l'a fait voir, la première action qui suit alors est celle du nouvel atôme d'acide sulfureux sur un atôme de gaz nitreux; et elle est tellement modifiée par la surabondance du gaz nitreux, que les produits en sont un atôme d'oxide de soufre et un atôme d'hydrogène. Cet atôme d'hydrogène agit à son tour sur deux atômes du gaz nitreux, se combine avec un atôme d'oxigène, et forme ainsi de l'eau; tandis que les deux atômes du gaz nitreux, dépouillés d'une portion d'oxigène, restent à l'état d'oxide nitreux. Cette explication, fondée sur l'hypothèse de Dalton, deviendra plus intelligible à l'aide des symboles. Soit ⊖ un atôme de soufre : on aura pour la désignation d'un atôme de chacun des gaz mêlés,

○⦶ Gaz nitreux.
⊖⊙ Hydrogène sulfuré.

Ces deux atômes produisent, par leur décomposition réciproque, ceux

⊙⦶ Ammoniaque.
⊖○ Acide sulfureux.

L'action qui suit immédiatement s'exerce entre l'atôme d'acide sulfureux et un atôme d'hydrogène sulfuré.

⊖○ Acide sulfureux.
⊙⊖ Hydrogène sulfuré.

Les produits sont un atôme d'oxide de soufre et un atôme d'hydrogène.

⊖○⊖ Oxide de soufre.
⊙ Hydrogène.

L'action qui a lieu ensuite est celle de l'atôme d'hydrogène sur deux atômes de gaz nitreux.

⊙ Hydrogène.
⦶○ Gaz nitreux.
○⦶ Gaz nitreux.

Les produits sont un atôme d'eau et un atôme d'oxide nitreux.

⊙○ Eau.
⦶○⦶ Oxide nitreux.

Ainsi les produits derniers sont :

⊙○ Eau.
⊖○⊖ Oxide de soufre.
⦶○⦶ Oxide nitreux.

L'ensemble des séries des décompositions comprend trois atômes de gaz nitreux, et deux atômes d'hydrogène sulfuré.

Tels sont les phénomènes de l'action réciproque qu'exercent entre eux, ceux des gaz dont la décomposition mutuelle a spontanément lieu. Ces phénomènes consistent en presque totalité dans l'action d'un soutien de combustion sur un composé combustible. Les composés nouveaux sont ordinairement des produits de combustion; c'est par conséquent un procédé semblable à celui de combustion, et nous pouvons présumer qu'il y a dégagement de calorique. L'action est facilitée par la diminution d'élasticité et par l'état de combinaison moins intime de l'un des ingrédiens. Les produits dans quelques-uns de ces mélanges sont constans; mais dans d'autres ils varient avec la proportion des parties constituantes des gaz décomposans.

4. Les gaz qui, par leur mélange, ne sont point susceptibles de décomposition spontanée, mais qui peuvent être rendus capables de se décomposer les uns les autres dans des circonstances particulières, comme par l'approche d'un corps en ignition, par les commotions électriques, etc., sont en plus grand nombre que les précédens.

[*Gaz qui ne se décomposent que dans des circonstances particulières.*] 1. On a présenté

dans la table qui suit l'indication des plus remaquables de ces mélanges.

Oxigène avec	hydrogène sulfuré. hydrogène arsenical. hydrogène carburé. gaz oléfiant. vapeur d'éther. vapeur d'alcool.
Oxide nitreux avec..	hydrogène. hydrogène phosphuré. hydrogène sulfuré. oxide de carbone. hydrogène carburé. gaz oléfiant. vapeur d'éther.
Oxide nitreux avec..	vapeur d'alcool. acide sulfureux.
Acide nitrique avec..	hydrogène, et probablement avec tous les gaz combustibles précédens, et vapeurs. acide sulfureux.
Gaz nitreux avec....	hydrogène. acide sulfureux.
Hydrogène avec.....	acide sulfureux. acide carbonique.
Vapeur d'eau avec...	hydrogène carburé. gaz oléfiant. acide muriatique.

Ces décompositions sont de deux sortes : quelques-unes sont produites par la combustion, ou bien il y a combustion pendant qu'elle

s'opère, et par conséquent elles sont instantanées ; d'autres, qui ont lieu sans combustion, ne s'effectuent que très-lentement. Dans les décompositions de la première espèce, le mélange doit être celui d'un soutien gazeux de combustion avec un gaz combustible. On suppose que dans celles de la seconde, il n'entre pas dans le mélange de gaz soutien de combustion, ou que celui qui s'y trouve ne peut pas être décomposé par la base combustible ; ou enfin qu'il n'y existe point de base combustible. La liste des gaz composés capables de se décomposer entre eux sans combustion, est probablement très-incomplète.

[*Gaz hydrogène sulfuré et oxigène.*] 2. Le gaz hydrogène sulfuré peut être tenu en état de mélange avec l'air atmosphérique ou avec le gaz oxigène, sans éprouver aucune espèce de changement ; mais si l'on approche ce mélange d'un corps en ignition, la décomposition a immédiatement lieu, et les produits varient suivant la proportion des gaz mêlés. Si celle du gaz oxigène est la plus foible, ou, ce qui est la même chose, s'il y est admis lentement comme lorsqu'on met le feu à un flacon rempli de gaz hydrogène sulfuré tenu à l'air libre, dans ce cas il se dépose une grande partie du soufre qui n'a pas été altéré, et il y a de l'acide

sulfureux formé. On voit qu'alors c'est le gaz hydrogène qui brûle; la combustion est précisément la même que celle de l'hydrogène pur. La chaleur produite, suffit pour enflammer une portion du soufre, mais il s'en sépare en plus grande partie sans avoir été affecté. Si le soufre étoit combustible à une aussi basse température que le phosphore, l'hydrogène sulfuré brûleroit spontanément tout aussi bien que l'hydrogèue phosphuré. C'est cette circonstance qui les distingue. Les phénomènes de la combustion sont absolument les mêmes; c'est l'hydrogène qui s'unit à l'oxigène, et non le corps solide qu'il tient en dissolution; mais le calorique dégagé étant suffisant pour opérer et entretenir la combustion de ce solide, il se combine aussi avec l'oxigène si la proportion de ce principe est assez considérable. En allumant, par l'étincelle électrique, un mélange de 3 parties de gaz oxigène et de 4 parties de gaz hydrogène sulfuré introduit dans un tube au-dessus de l'eau, il détone fortement avec une flamme vive. Le résidu des 0.8 d'une partie consiste dans environ 0.4 d'oxigène, et 0.4 d'azote qui se trouvoit dans le gaz. Dans ce cas, il ne se dépose pas de soufre; les produits sont de l'eau et de l'acide sulfurique.

3. La combustion du gaz hydrogène arseni-

cal est absolument semblable à celle-ci. C'est l'hydrogène qui brûle, et l'arsenic se dépose si l'oxigène n'est pas en quantité suffisante. Lorsqu'on fait détoner un mélange de 2 parties du gaz combustible avec 3 parties de gaz oxigène, le métal est oxidé. Il est probable que si la proportion d'oxigène étoit assez considérable, l'arsenic seroit acidifié (1).

[*Gaz oxigène, et air inflammable pesant.*]

4. Les phénomènes de la combustion du gaz hydrogène carburé et du gaz oléfiant avec l'oxigène, ont été examinés par Cruikshanks, Berthollet et Henry : ils sont extrêmement curieux, et présentent peu d'analogie avec ce qui a lieu dans d'autres cas. Les décompositions avec lesquelles ces phénomènes semblent avoir le plus de rapport, sont celles des mêmes gaz, lorsqu'on les fait brûler avec le gaz acide oximuriatique. Si ce gaz acide est en quantité insuffisante, il y a toujours formation d'une portion de gaz inflammable qui a les propriétés de l'oxide de carbone, et il se dépose du charbon. C'est précisément aussi ce que produit la détonation d'un mélange de gaz oléfiant ou d'hydrogène carburé avec l'oxigène, lorsque ce principe n'est pas en proportion convenable.

(1) Trommsdorf, Nicholson's *Jour.* VI. 206.

Berthollet enflamma, par l'étincelle électrique, un mélange de 4 mesures de gaz oléfiant avec 3 mesures de gaz oxigène. Après la détonation, le volume total étoit devenu de 11 mesures, c'est-à-dire, que ces gaz s'étoient dilatés de plus de moitié de ce qu'ils étoient avant l'explosion. La pesanteur spécifique avoit dû par conséquent diminuer dans la même proportion. Le résidu étoit du gaz inflammable contenant un peu d'acide carbonique. Il paroît aussi qu'il s'étoit formé une petite quantité d'eau. En mêlant le gaz résidu ainsi produit avec une proportion convenable d'oxigène, il y avoit de nouveau détonation, et le résidu étoit absorbé complètement par l'eau de chaux (1). On ne peut rendre raison de ce qui se passe dans cette expérience, qu'en supposant que le gaz formé par la première détonation est différent de tout autre jusqu'à présent connu. Berthollet cherche à faire voir que c'est de l'oxide de carbone; mais la pesanteur spécifique de ce gaz est plus considérable que celle du gaz oléfiant; et sa formation doit avoir lieu avec condensation, et non avec dilatation. Le fait aussi, qu'il faut qu'une grande portion d'oxigène se combine avec les élémens du gaz oléfiant sans combustion,

(1) Berthollet, Statiq. chim. II. 71.

tandis qu'une autre portion qui y est mêlée l'éprouve, est encore assez embarrassant. Clément et Desormes ont écarté la difficulté, en supposant que le gaz hydrogène est dégagé : mais le dégagement du gaz hydrogène pur, par la combustion, lorsqu'il y a présence d'oxigène, et la combinaison de ce dernier principe de préférence avec le carbone, sont des effets inconcevables, et par conséquent on ne peut admettre qu'ils aient lieu. Cruikshanks fit détoner un mélange de six mesures de ce qu'il considéroit comme étant le gaz hydrogène carburé pur, avec 4.50 mesures d'oxigène (1) : après l'explosion, il se trouva 17.75 mesures de gaz résidu, consistant en 2.25 mesures de gaz acide carbonique, et en 10.25 mesures qui étoient inflammables, et qui en exigeoient, pour leur combustion complète, 5.25 de gaz oxigène (2). Dans cette expérience, la première explosion étoit évidemment produite par la combustion d'une portion du gaz ; le reste s'unissoit indubitablement avec l'oxigène. Le résidu inflammable se rapporte au gaz oxide

(1) C'est la même proportion que dans les expériences de Berthollet ; le résidu auroit été de 8.5 s'il eût employé ce nombre de mesures.

(2) Nicholson's *quarto Jour.* V. 7.

de carbone, relativement à la quantité d'oxigène nécessaire pour le brûler complètement ; mais il en diffère essentiellement, et en pesanteur spécifique, comme cela résulte évidemment de la dilatation, et dans la quantité d'acide carbonique formé ; car l'oxide de carbone abandonne à-peu-près un volume égal au sien d'acide carbonique, tandis que ce gaz n'en donne que la moitié. Ces faits ainsi que les précédens ne peuvent se concilier avec la supposition que ce gaz se rapporte à aucun de ceux actuellement connus. Ils démontrent évidemment, je crois, ainsi que l'a annoncé Berthollet, qu'il existe réellement un gaz auquel on peut donner le nom d'hydrogène oxicarburé ; car il n'est pas possible de douter de la présence de l'hydrogène dans le gaz résidu : mais cet illustre chimiste n'a pas remarqué qu'il diffère essentiellement, dans ses propriétés, du gaz oxide de carbone.

[*Production du gaz hydrogène oxicarburé.*] On peut donc présumer avec Berthollet, qu'en faisant détoner le gaz hydrogène carburé ou le gaz oléfiant avec une proportion d'oxigène au-dessous de celle convenable, il se forme, par la combustion, de l'eau et de l'acide carbonique, et en outre de l'hydrogène oxicarburé en proportion notable. Il ne seroit pas invrai-

semblable, d'après les expériences de William Henry, qu'il y eût formation d'hydrogène oxicarburé pendant la distillation de la tourbe et du bois (1).

En supposant que le gaz résidu est l'hydrogène oxicarburé, on peut représenter par des symboles, suivant l'hypothèse de Dalton, les décompositions et combinaisons qui ont réciproquement lieu. Soit ⊕ le symbole du carbone, et composons avec Dalton le gaz oléfiant d'un atôme d'hydrogène et d'un atôme de carbone ; alors le symbole de ce gaz sera ⊙⊕, et celui du gaz hydrogène oxicarburé ⊙○⊕. Pour brûler complètement le gaz oléfiant, il faudroit trois atômes d'oxigène pour chaque atôme du gaz combustible ; car les produits seroient

⊙○ Eau.
○⊕○ Acide carbonique.

Or, si l'on suppose qu'au lieu de trois atômes d'oxigène pour chaque atôme de gaz oléfiant, il n'y ait qu'une proportion de cinq atômes seulement de ce principe, sur trois atômes du gaz combustible, alors il ne se brûlera complètement que les 0.33 des atômes du gaz

(1) Nicholson's *Jour.* XI. 66.

oléfiant par leur combinaison avec chaque quantité de trois atômes d'oxigène : les 0.66 restant des atômes du gaz oléfiant se combineront chacun avec un atôme d'oxigène, et seront ainsi convertis en hydrogène oxicarburé. Dans le cas de l'hydrogène carburé, les résultats s'expliqueroient par une hypothèse semblable.

Lorsque l'oxigène est en quantité suffisante, le gaz hydrogène carburé et le gaz oléfiant brûlent complètement l'un et l'autre, et les produits sont de l'eau et de l'acide carbonique. On voit, par les expériences de Cruikshanks et de Henry, que l'hydrogène carburé pur exige pour sa combustion complète le double de son volume de gaz oxigène, et cette proportion est, pour le gaz oléfiant, de 2.84. L'acide carbonique produit dans le premier cas de combustion, est justement équivalent au volume du gaz ; et dans le second, à 1.79 fois celui du gaz brûlé (1).

[*Ether et oxigène.*] 5. Le docteur Ingenhouz découvrit le premier dans la vapeur de l'éther, la propriété qu'elle a de détoner avec l'air atmosphérique et le gaz oxigène. Cruikshanks reconnut que la détonation des fluides

(1) Cruikshanks, Nicholson's *quarto Jour.* V. 6; Henry, *ibid.* XI. 66.

élastiques n'a lieu que lorsqu'ils sont mêlés ensemble dans de certaines proportions, et qu'alors la décomposition est complète. Les mêmes remarques s'appliquent aux vapeurs d'alcool. Ces deux vapeurs se rapportent donc exactement à l'hydrogène carburé et au gaz oléfiant, dans la nature des décompositions qu'ils éprouvent lorsqu'on les allume avec le gaz oxigène, comme elles correspondent avec ces gaz dans les élémens dont elles sont composées.

Cruiskshanks trouva, qu'en mêlant ensemble une mesure de vapeur d'éther avec 7 mesures, ou plus exactement avec 6.8 mesures de gaz oxigène, le mélange détone par l'électricité avec une violence prodigieuse; que la décomposition est complète, et que le gaz résidu s'élevant à 5 ou plutôt à 4.6 mesures, est le gaz acide carbonique. Dalton parvint par une marche très-ingénieuse et très-simple à produire à volonté cette détonation et cette décomposition. Il met dans un tube au-dessus de l'eau une quantité quelconque de gaz oxigène, et il y introduit ensuite un peu d'éther. Le volume du gaz augmente aussitôt, par la conversion en vapeur d'une portion de l'éther: de manière que quelquefois il est doublé. En agitant un peu le tube, une portion de cette vapeur se dissout dans l'eau, et alors le volume du gaz diminue. Par

l'agitation ainsi répétée, on peut laisser diminuer à volonté la proportion de l'éther. Il suffit de la continuer jusqu'à ce que le volume du gaz soit augmenté des 0.142 de ce qu'il étoit avant l'admission de l'éther; car alors on sait que la vapeur de l'éther est exactement des 0.125 du tout. Or, la pesanteur spécifique de la vapeur d'éther étant 2.25, 10 centim. cubes de cette vapeur peseroient 0.028 gram. les 68 centim. cubes de gaz oxigène pèsent 0.091 gramm., ce qui fait au total 0.119 gramm. Les produits étoient 46 centim. d'acide carbonique, et de l'eau; 46 centim. d'acide carbonique contiennent environ 46 centim., ou 0.063 gramm. en poids, de gaz oxigène combiné avec environ 0.024 de carbone. Les 22 centim. de gaz oxigène restant ont dû s'être combinés avec l'hydrogène, et comme on le sait, avec ce qui peut équivaloir à 44 centim., ou environ 0.004 gramm. d'hydrogène; donc l'éther est composé de

Grammes.	
0.004	Hydrogène.
0.024	Carbone.
0.028	

ou

0.1	Hydrogène.
0.6	Carbone.
0.7	

ce qui correspond au poids de la vapeur d'éther (1). En faisant brûler de la même manière la vapeur d'alcool, la proportion d'acide carbonique produit est beaucoup plus considérable. Cruikshanks crut pouvoir conclure de ses expériences sur cette vapeur, que c'est un composé de huit parties de carbone et d'une partie d'hydrogène, et qu'elle ne contient point d'oxigène; mais Dalton qui répéta les mêmes expériences, et qui considéra le gaz produit, lorsqu'on fait passer de l'alcool à travers un tube rouge de feu, comme un mélange de gaz oléfiant et d'oxide de carbone, estime qu'un atôme d'alcool est formé de trois atômes de carbone, deux d'hydrogène et un d'oxigène.

Tels sont les phénomènes que présente la décomposition des gaz combustibles composés, lorsqu'on les fait détoner avec le gaz oxigène ou en quantité insuffisante, ou en proportion convenable pour les saturer complètement. Le volume de gaz oxigène nécessaire pour décomposer complètement, et pour saturer de

(1) Dans cette considération, on ne tient pas compte de la correction à laquelle la température peut donner lieu. En y ayant égard, la proportion de carbone sera un peu plus considérable que celle indiquée ci-dessus.

ce principe 1 décimètre cube de chacun de ces corps est, savoir;

Volume d'oxigène saturant ces gaz.

		Mesures d'oxigène.
1 mesure	d'hydrogène sulfuré.....	0.75
	d'hydrogène arsenical...	1.50
	d'hydrogène carburé....	2.
	de gaz oléfiant	2.84
	de vapeur d'éther......	6.80
	de vapeur d'alcool......	»

[*Oxide nitreux.*] 6. Les effets de la détonation des gaz combustibles avec l'oxide nitreux, sont semblables à ceux qui résultent de l'inflammation de ces gaz avec l'oxigène. Les produits varient comme la proportion de leurs élémens; mais ils sont toujours constans, lorsque l'oxide nitreux est en proportion assez considérable pour opérer la décomposition complète. Ce soutien de la combustion étant lui-même un composé, il y a toujours séparation de ses parties constituantes par son action sur un autre gaz, et cet effet rend le résultat beaucoup plus compliqué. C'est à M. Davy que nous sommes redevables de la suite d'expériences les plus exactes sur ces décompositions.

[*Oxide nitreux et hydrogène.*] Il paroît,

d'après les expériences de Davy, qu'en faisant passer l'étincelle électrique à travers un mélange des gaz, oxide nitreux et hydrogène, dans la proportion de 100 mesures de celui-ci et de 97.5 du premier, il y a combustion complète de l'hydrogène et décomposition de l'oxide nitreux. Les produits d'environ 102.5 mesures sont de l'eau et de l'azote. Il n'arrive rien autre chose dans ce cas que la combustion complète de l'hydrogène. Le phénomène est exactement semblable à ce qui a lieu lorsqu'on allume par l'électricité un mélange de gaz oxigène et hydrogène. Il prouve que l'affinité de l'hydrogène pour l'oxigène est supérieure à celle de l'azote pour ce principe. Lorsque la proportion d'oxide nitreux excède de beaucoup celle nécessaire pour brûler la totalité de l'hydrogène, alors le surplus est décomposé et converti en acide nitrique et dans un gaz qui a les propriétés de l'air atmosphérique. La même décomposition a lieu lorsqu'on fait passer l'oxide nitreux à travers un tube rouge de feu ; on ne doit donc l'attribuer qu'au calorique dégagé par la combustion de l'hydrogène (1). Ainsi il ne paroît pas que la variation de proportion des gaz dans le mélange de ceux hydrogène

(1) Davy's *Researches*, p. 286.

et oxide nitreux, influe sur la nature de la décomposition.

[*Oxide nitreux et hydrogène phosphuré.*]
7. En faisant passer l'étincelle électrique à travers un mélange formé d'une mesure de gaz hydrogène phosphuré et de 2.50 mesures de gaz oxide nitreux, il y a explosion et décomposition complète; les nouveaux produits sont de l'eau et de l'acide phosphorique; et le gaz résidu, en quantité de 2.50 mesures, est de l'azote pur. Cette combustion est précisément semblable à celle du même gaz hydrogène phosphuré dans l'oxigène pur, de sorte que l'effet de l'azote dans l'oxide nitreux ne consiste qu'à retarder un peu la combinaison de l'oxigène, et à rendre ainsi un plus grand degré de chaleur nécessaire. Lorsqu'il y a dans le mélange un excès d'oxide nitreux, comme, par exemple, cinq mesures de ce gaz sur une du gaz combustible, la même décomposition complète du gaz a lieu, et le surplus d'oxide nitreux est converti par le calorique dégagé pendant la combustion en acide nitrique et en air ordinaire précisément comme si on l'avoit fait passer à travers un tube rouge de feu. Les phénomènes de la combustion du mélange ne s'expliquent pas aussi facilement lorsque c'est la proportion du gaz hydrogène phosphuré qui y prédomine. Ainsi le mélange

d'une mesure de ce gaz avec les 0.50 d'une mesure de gaz oxide nitreux ne produit point d'explosion. Il faut supposer que dans ce cas les atômes d'oxide nitreux se trouvent placés à une trop grande distance entre eux pour être affectés par la condensation. Il est cependant probable que la combustion a lieu là où passe l'étincelle, et on peut présumer qu'en continuant pendant assez longtems l'action de l'électricité les deux gaz se décomposeroient l'un l'autre autant que leurs proportions respectives pourroient le permettre. Le mélange d'une mesure de gaz hydrogène phosphuré avec 1.25 mesures de gaz oxide nitreux détone. Le vaisseau se remplit de fumées blanches épaisses, et le gaz résidu, que M. Davy reconnut consister dans un mélange de gaz azote et hydrogène, est justement égal en volume à celui du mélange primitif. Ce résultat est une véritable anomalie, car on s'est assuré que dans tous les autres cas l'hydrogène brûle de préférence au phosphore. La chaleur produite doit cependant avoir été suffisante pour enflammer l'hydrogène, car il est reconnu par les expériences de Davy (1), que le phosphore ne

(1) Davy's *Researches*, p. 300.

brûle dans l'oxide nitreux que lorsque le mélange est chauffé au blanc.

[*Oxide nitreux et hydrogène sulfuré.*]

8. Comme le gaz hydrogène phosphuré, celui hydrogène sulfuré ne détone avec le gaz oxide nitreux, que lorsque ce dernier est en proportion suffisante pour s'unir à l'un et à l'autre de ses élémens. Ainsi dans un mélange d'une mesure du gaz combustible avec 1.25 ou 1.40 mesures de l'autre, il n'y a point d'action entre les deux gaz, mais lorsque le mélange est formé d'une mesure de gaz hydrogène sulfuré avec 1.75 ou 3.50 mesures de gaz oxide nitreux, alors les gaz sont l'un et l'autre décomposés complètement. Les produits sont, dans le premier cas, de l'eau, de l'acide sulfureux et de l'azote, et dans le second, de l'eau, de l'acide sulfurique et de l'azote. Dans les deux cas l'azote n'est que simplement séparé, de sorte que la combustion est la même que celle du gaz hydrogène sulfuré dans le gaz oxigène. La combinaison du soufre dépend de la proportion de l'oxigène présent. Si la quantité en est suffisante tout le soufre est converti en acide sulfurique, ce n'est que de l'acide sulfureux lorsque l'oxigène n'est pas en proportion convenable, et, à cet égard, la combustion de l'hydrogène sulfuré dans l'oxide

nitreux ressemble à celle de l'hydrogène carburé dans l'acide oximuriatique (1).

[*Oxide nitreux et gaz oléfiant.*] 9. Le gaz oléfiant détone avec diverses proportions d'oxide nitreux. Lorsqu'il y a suffisamment de ce dernier gaz, les parties constituantes du gaz inflammable sont l'une et l'autre saturées d'oxigène ; les produits sont de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote, mêlés, selon toute apparence, avec un peu d'oxigène ; mais lorsque l'oxide nitreux est en trop petite proportion il reste un gaz inflammable précisément comme si on avoit fait détoner le gaz oléfiant avec le gaz oxigène. Dans tous les cas le volume du gaz résidu est plus considérable que celui primitif du mélange. Ainsi le mélange d'une mesure de gaz oléfiant avec 1.20 mesures d'oxide nitreux laisse un résidu de 2.25 mesures, dont les 0.70 d'une mesure sont de l'acide carbonique, et le surplus un mélange d'azote et d'un gaz inflammable qui détone avec l'oxide nitreux. Avec une mesure de gaz oléfiant et 2.33 mesures de gaz oxide nitreux le résidu est de 4 mesures, dont 1.66 mesures d'acide carbonique et le surplus de l'azote avec un peu d'oxigène. Dans ces cas, outre l'eau et l'acide carbonique il est

(1) Davy's *Researches*, p. 306.

vraisemblable qu'il peut y avoir formation d'ammoniaque, lorsque la proportion du gaz oxide nitreux est petite, et production d'acide nitrique, si cette proportion du gaz est plus considérable. On ne peut, par aucune autre hypothèse, rendre raison du petit résidu d'azote (1).

On ne connoît pas bien l'effet de l'action de l'oxide nitreux sur l'hydrogène carburé et sur l'oxide de carbone, mais on pourroit le supposer par analogie comme devant être à-peu-près le même que celui produit sur ces gaz par l'oxigène, si ce n'est qu'il faut une température plus élevée pour que l'action réciproque commence à avoir lieu. La vapeur d'éther et celle d'alcool peuvent détoner avec le gaz oxide nitreux comme avec le gaz oxigène et, sans doute, avec un résultat semblable (2).

Ainsi les phénomènes de la combustion des gaz dans l'oxide nitreux sont très-analogues à ceux qui se manifestent lorsqu'ils brûlent dans l'oxigène. L'azote semble être à-peu-près passif ou ne produire d'autre effet que celui de la diminution d'activité de l'oxigène, et c'est plutôt au dégagement du calorique qu'à l'action du reste du mélange qu'on doit attribuer les

---

(1) Davy's *Researches*, p. 513.

(2) *Ibid.*

changemens qui ont lieu dans le résidu d'oxide nitreux, lorsqu'on l'emploie en excès. On a formé la table suivante de l'indication du volume d'oxide nitreux qu'exigent pour leur combustion complète et pour être saturés d'oxigène, 100 mesures des différens gaz essayés jusqu'à présent.

Volume d'oxide nitreux qui sature ces gaz.

100 mesures.	Mesures d'oxide nitreux.
Hydrogène................	97.5
Gaz oléfiant................	233.3
Hydrogène phosphuré.......	250.0
Hydrogène sulfuré..........	350.0

[*Acide nitrique.*] 10. L'acide nitrique enflamme tous ceux des gaz combustibles qu'on fait passer avec lui à travers un tube rouge de feu. Nous n'avons point encore d'expériences bien exactes sur ce sujet; mais il est extrêmement probable que les produits sont analogues à ceux qu'on obtient avec l'oxide nitreux, et que, comme ceux-ci encore, ils se rapportent tous à la combustion des gaz dans l'oxigène; et c'est ce qui doit être en effet, l'acide nitrique étant décomposé à une chaleur rouge, et l'oxigène dégagé.

[*Gaz nitreux.*] 11. C'est une chose digne de remarque que, quoique les élémens du gaz nitreux soient les mêmes que ceux de

l'oxide nitreux, il ne produise aucun effet de détonation ou de décomposition dans son mélange avec aucun de ceux des gaz combustibles dont nous venons d'examiner l'action sur les soutiens de combustion : au moins, est-il vrai que Davy ne put réussir à enflammer des mélanges de gaz nitreux avec les gaz hydrogène, et hydrogène phosphuré qui sont les deux plus combustibles (1). Ce phénomène ne peut s'expliquer que par la grande intimité de combinaison des parties constituantes de ce gaz. Cependant comme il est bien reconnu, que le gaz nitreux est un soutien de combustion, que le charbon et le phosphore y brûlent à une haute température, il n'est pas invraisemblable qu'il ne put aussi enflammer la plupart des gaz combustibles, s'il étoit mêlé avec eux dans telle ou telle autre proportion.

[*Gaz nitreux et hydrogène naissant.*] Il y a décomposition du gaz nitreux par l'hydrogène naissant, et il est extrêmement difficile de rendre raison de ce phénomène. Il fut observé pour la première fois par Priestley et Austin, et depuis, Davy l'examina avec plus

(1) Davy's *Researches*, p. 136.

d'attention (1). Il a lieu lorsqu'on met du fer humecté d'eau en contact avec le gaz nitreux. Le fer est oxidé aux dépens de l'eau, il y a dégagement d'hydrogène, le gaz nitreux est converti en oxide nitreux, et il se forme de l'ammoniaque. 1000 mesures de gaz nitreux peuvent être réduites, de cette manière, à environ 416 mesures d'oxide nitreux, ce qui indique une perte de plus des 0.58, en volume.

Or 1000 cent. de gaz nitreux pèsent	1.341 gram.
416 centim. d'oxide nitreux pèsent	0.814
Il y a donc une perte, en poids, de.......	.527 gram.

qui excède les 0.33 du toût.

	Azote.	Oxigène.
Le gaz nitreux est composé de	0.568 gram. et	0.772 gram.
L'oxide nitreux est composé de	0.513	0.300
Il y a par conséquent, un déficit de......................	0.055	et 0.472

Les 0.055 gramm. d'azote exigent pour être convertis en ammoniaque, 0.011 gramm. d'hydrogène, et il en faut près de 0.052 gram. pour convertir en eau les 0.472 gramm,

(1) Priestley. II. 41 et 54; Austin, Phil. Trans. 1788, p. 383; Davy's *Researches*, p. 206

d'oxigène ; il y a donc eu , d'après ce calcul, au moins 0.751 gramm. d'eau décomposée, et environ 400 cent. cub. de gaz hydrogène dégagé. On ne peut guère se rendre compte de la production d'ammoniaque dans ce cas , qu'en supposant qu'une petite portion d'acide nitrique ayant été formée , elle a été ensuite décomposée par le fer.

12. Dans les autres exemples de décomposition présentés dans la table , il n'y a pas de combustion. Le changement est lentement produit par l'action continuée de l'électricité , et dans plusieurs cas il n'est pas peu compliqué.

[*Hydrogène et acide carbonique.*] Une des plus remarquables de ces décompositions, est celle qui résulte d'un mélange d'hydrogène et d'acide carbonique soumis aux commotions électriques, ou qu'on fait passer à travers un tube rouge de feu. Dans l'un et l'autre cas il y a formation d'eau, et dégagement de gaz oxide de carbone. Il paroît en effet probable , d'après les observations de Saussure , que cette décomposition s'opère spontanément , et elle ne peut être attribuée qu'à la force supérieure d'affinité de l'hydrogène pour l'oxigène, Mais il est singulier que l'élasticité de l'hydrogène ne s'oppose pas à sa combinaison avec l'oxigène , spécialement lorsque ce dernier principe se trouve

être en état d'union intime avec un autre (1). Il est extrêmement probable que beaucoup de décompositions semblables ont lieu dans l'atmosphère.

[*Vapeur d'eau et hydrogène carburé.*] Lorsqu'on fait passer des étincelles électriques à travers du gaz hydrogène carburé, qui contient de la vapeur d'eau, le volume du gaz augmente, et il se forme de l'acide carbonique. Henry a fait voir que dans ce cas l'eau est décomposée, son hydrogène est mis en liberté à l'état élastique, tandis que son oxigène, en se combinant avec une portion du carbone du gaz, produit de l'acide carbonique. Cette décomposition semble d'abord incompatible avec la connoissance que nous avons de l'affinité plus grande de l'oxigène pour l'hydrogène que pour le carbone ; elle présente un effet directement inverse de celui produit dans le dernier exemple, ou par le même moyen l'hydrogène décompose l'acide carbonique. On ne peut, ce me semble, expliquer ce cas particulier de décomposition sans avoir recours à la doctrine de Berthollet, sur le grand effet de la masse dans l'action chimique. Dans le premier cas,

(1) Expériences de Saussure, Jour. de phys. LIV; et Clément et Desormes, Ann. de chim. XXXIX.

l'hydrogène est en proportion considérable, relativement au carbone; mais dans le second, la proportion du carbone excède de beaucoup celle de l'hydrogène.

[*Vapeur et acide muriatique.*] Il faut également recourir à la doctrine de Berthollet pour se rendre raison de la décomposition de la vapeur, lorsqu'on soumet le gaz acide muriatique aux commotions électriques, ainsi que l'a encore reconnu le même chimiste. Le gaz hydrogène est dégagé comme dans le premier cas, et l'acide muriatique se combine avec l'oxigène. L'affinité de l'acide muriatique pour l'oxigène est encore plus foible que celle du carbone pour ce principe, et cependant nous voyons qu'à l'aide d'une grande masse, il peut, dans de certaines circonstances, le décomposer.

SECTION IV.

De la combinaison des gaz avec les liquides.

Comme les liquides et les gaz ne sont pas dans le même état, et que les molécules de ces derniers corps se trouvent mises à celui d'une condensation plus grande par leur union avec les liquides, en quelque proportion notable

que ce soit, leur élasticité doit être un obstacle à cette espèce de combinaison, et c'est aussi par cette élasticité que doit se régler la proportion du fluide élastique que tout liquide est capable d'absorber. Au-dessous de cette proportion, il est évident qu'un liquide peut s'unir indéfiniment à toute quantité quelconque d'un gaz pour lequel il a de l'affinité. Le seul point à déterminer dans ces combinaisons, est donc celui où l'élasticité du gaz se trouve être exactement contrebalancée par l'affinité. On considère alors le liquide comme étant *saturé* du fluide élastique, parce qu'il ne peut plus en absorber davantage.

[*Action de l'eau sur les gaz.*] Quoique le nombre des corps liquides soit assez considérable, l'attention des chimistes ne s'est presque exclusivement portée, jusqu'à présent, que sur l'action sur les gaz d'un seul de ces corps, *l'eau*. C'est donc à la considération de cette action qu'il faut nous restreindre dans cette section, en nous bornant à ne présenter que quelques observations sur les autres liquides.

C'est depuis la découverte des appareils pneumatiques, qu'on a reconnu à l'eau la propriété d'absorber une certaine portion d'air, qu'on peut en séparer ensuite en la faisant bouillir. C'est par Priestley qui s'est particulièrement

occupé de l'examen de l'effet que produit l'eau sur les différentes espèces d'air, que nous avons appris, qu'en dépouillant préalablement ce liquide de celui qu'il a absorbé, il devient susceptible de prendre une portion de tout fluide gazeux quelconque. Cavendish s'assura de la proportion de gaz acide carbonique que l'air peut absorber dans différentes circonstances; Priestley fit des expériences semblables sur un grand nombre d'autres gaz. Cet objet de recherches fut suivi par de Lamétherie, Sennebier et d'autres chimistes étrangers : mais c'est aux expériences récentes de William Henry et de Dalton, que nous sommes redevables de presque tout ce que nous avons aujourd'hui de notions précises sur cet important sujet.

En considérant les gaz sous le rapport de leur absorption par l'eau, on peut les diviser en deux classes, selon qu'ils peuvent être absorbés par ce liquide en petite ou en grande proportion. Presque tous les gaz appartiennent à la première de ces deux classes. L'ammoniaque, le gaz acide muriatique et un petit nombre d'autres gaz acides sont les seuls, jusqu'à présent connus, qu'on puisse ranger dans la seconde.

1. La table ci-jointe offre la liste de tous

les gaz que l'eau n'absorbe qu'en petite proportion. Ils y sont établis dans l'ordre de le ır absorption, et en commencant par ceux à l'égard desquels elle est la moindre.

Table des gaz que l'eau absorbe en petites quantités.

Gaz azote.	Gaz oxigène.
Gaz hydrogène.	Gaz nitreux.
Gaz hydrogène arsenical.	Gaz oléfiant.
Oxide de carbone.	Oxide nitreux.
Hydrogène carburé.	Hydrogène sulfuré.
Hydrogène phosphuré.	Acide carbonique.

[*Le gaz absorbé se sépare dans le vide.*]

1. Lorsque l'eau, imprégnée d'un quelconque de ces gaz, est placée sous le récipient d'une machine pneumatique, dans lequel on fait le vide, le gaz se sépare de ce liquide et reprend sa forme élastique d'où il s'ensuit que la force en vertu de laquelle ces gaz sont retenus par l'eau, est inférieure à celle de leur élasticité. Ils ne continuent d'y rester qu'autant qu'ils sont soumis à une pression extérieure, égale à celle qu'ils soutenoient lorsque l'eau en étoit imprégnée. Si cette pression est augmentée, l'eau devient capable de prendre une plus grande proportion de ces gaz, de

même que la faculté qu'elle a de les absorber diminue si la pression est moindre. Ainsi dans les expériences, on ne peut obtenir des résultats semblables que sous la même pression, ou à la même élévation du baromètre.

[*La quantité que l'eau en peut prendre, est réglée par la température.*] La température influe aussi sur la proportion du gaz dont l'eau peut se charger, parce que la température accroît la force d'élasticité. La quantité de gaz qui peut être absorbée diminue, comme la température augmente, et est d'autant plus considérable que la température est plus basse. On ne peut donc avoir de résultats semblables, qu'en opérant au même degré du thermomètre.

[*Elle dépend aussi de la pureté de l'eau.*] L'eau ordinaire contient toujours une certaine quantité d'air qui varie dans sa nature, et dans sa proportion suivant les circonstances. Cet air affecte la faculté absorbante de l'eau, et pour que les résultats d'expériences soient semblables, il faut qu'elle en soit dépouillée. On y parvient en la tenant pendant longtems à l'état d'ébullition, ou en la placant sous le récipient d'une machine pneumatique, où l'on fait le vide.

2. A pression, température et pureté égales,

l'eau absorbe une quantité déterminée de chacun des gaz en particulier. C'est ce qui a été démontré d'une manière décisive par les expériences de différens chimistes, et spécialement par celles de William Henry et de Dalton. Ce n'est pas une chose facile que d'établir avec précision la proportion de cette quantité absolue, ou du volume du gaz que l'eau absorbera, parce que sa faculté à cet égard est affectée par une grande variété de circonstances, qu'il n'est pas toujours possible d'apprécier. Ces circonstances doivent influer sur la plupart des expériences des deux chimistes que nous venons de citer. M. Henry se servit pour les siennes d'un syphon de verre, dont l'une des branches étoit longue et étroite, et dont l'autre portoit un cylindre de verre beaucoup plus large, terminé au-dessus et au-dessous par un robinet. La partie horisontale de ce syphon, consistoit en partie en un tube de caoutchouc qu'on avoit rendu flexible pour faciliter les moyens d'agiter le cylindre, ou la branche large du syphon, sans risquer de le briser. On remplissoit d'abord le vaisseau cylindrique de mercure ; on y introduisoit ensuite par le robinet supérieur la portion d'eau à mettre en expérience, tandis que le même volume de mercure s'écouloit par le robinet inférieur.

On faisoit entrer alors de la même manière au-dessus de l'eau, la portion nécessaire du gaz dont on vouloit connoître l'absorption par ce liquide. La surface du mercure s'étant ainsi établie horisontalement dans l'une et l'autre branche du syphon, on en agitoit la branche large à cylindre. L'abaissement du mercure dans la branche étroite indiquoit l'absorption du gaz, et la quantité de mercure à ajouter pour rétablir le niveau horisontal, donnoit exactement le volume de ce qui en avoit été pris par l'eau (1). Dalton faisoit usage d'un flacon garni d'un bouchon usé à l'émeri, fermant très-exactement, pour les gaz les moins absorbables, et pour ceux qui l'étoient davantage, d'un tube de verre gradué avec beaucoup de précision. Après avoir rempli ce tube du gaz à essayer, il en laissoit échapper une petite portion sous l'eau et donnoit accès à un peu de ce liquide. Il agitoit alors le tube en

---

(1) Phil. Trans. 1803; et Nicholson's *Jour.* VI. 229. La seule partie de cet appareil qui me semble susceptible d'objection, est la portion de tube de caoutchouc. Cette substance doit céder un peu au poids du mercure, et rendre susceptible de moins de précision la mesure de l'absorption par l'élévation du mercure dans la branche étroite du syphon.

en tenant l'orifice fermé avec le doigt; en le replaçant ensuite ainsi sous l'eau, et en retirant au besoin son doigt de dessus son ouverture, la quantité de ce liquide qui y entroit, indiquoit la proportion du gaz absorbé (1).

On a formé d'après les expériences de ces savans, la table qui suit du volume de chaque gaz absorbé par 100 mesures cubes d'eau à la température de 15°.55 centigr.

---

(1) *Manchester Mem.* Vol. 1, *second. series*; et Phil. Mag. XXIV. 25.

Table du volume des gaz absorbés par l'eau.

GAZ.	ABSORPTION suivant HENRY.	ABSORPTION suivant DALTON.
Acide carbonique	108	100
Hydrogène sulfuré.	106	100
Oxide nitreux.	86	100
Gaz oléfiant	»	12.50
Gaz nitreux	5.	3 70
Gaz oxigène	3.70	3.70
Hydrogène phosphuré	2.14	»
Hydrogène carburé	1.40	3.70
Gaz azote	1.53	1.56
Hydrogène	1.61	1.56
Oxide de carbone.	2.01	1.56

La différence entre les deux colonnes de l'indication du volume absorbé, n'est pas plus considérable qu'on ne pouvoit le présumer dans des expériences aussi délicates ; et, en effet dans plusieurs exemples, on peut donner

d'une manière satisfaisante l'explication de cette différence ; mais il faut d'abord observer que les quantités établies par Dalton ne sont pas les résultats directs de ses expériences, mais bien des résultats rectifiés par l'application d'une théorie de son invention ; tandis que ceux de M. Henry sont annoncés, tels qu'il les a obtenus sans aucune correction semblable.

Cavendish trouva qu'à environ 13° centigr., 1 décimètre cube d'eau absorbe dans quelques cas 1160 centimètres cubes de gaz acide carbonique, ou près de 1.20 fois son volume ; Henry trouva également que la quantité de gaz absorbée excède le volume de l'eau. Or, il est difficile de voir d'après ses expériences sur l'absorption de ce gaz, comment l'erreur, au moins celle de Cavendish, se seroit trouvée du côté de l'excès. Il y a donc lieu de croire que c'est plutôt la quantité indiquée par Dalton qui est trop foible. Le même raisonnement s'applique à l'hydrogène sulfuré.

Dalton annonce qu'il est parvenu à faire absorber par l'eau jusqu'à un volume à-peu-près égal au sien d'oxide nitreux (1). Dans ses premières expériences, Henry n'évalua l'absorption

(1) Phil. Mag. XXIV. 15.

de ce gaz qu'à 50 (1), tandis que Davy l'établissoit à 54 (2). Il a été reconnu depuis que la différence en moins provenoit de l'impureté des gaz examinés. On peut donc considérer le nombre de Dalton comme à-peu-près exact.

La quantité du gaz nitreux absorbé par l'eau est ordinairement plus considérable qu'elle ne devroit l'être, parce que l'eau contient un peu d'oxigène qui en se combinant avec le gaz en convertit une portion en acide nitrique. On peut par cette raison considérer la proportion établie par Dalton, relativement à ce gaz comme se rapprochant le plus de la véritable.

Le gaz hydrogène carburé, examiné par Dalton, provenoit des marais et par conséquent il étoit pur. M. Henry ne dit point comment il s'étoit procuré celui avec lequel il opéra; s'il l'avoit obtenu du charbon humecté d'eau, comme cela est assez vraisemblable, il devoit consister, en plus grande partie en oxide de carbone, ce qui rendroit raison de la différence qui existe entre sa détermination et celle de Dalton relativement à l'absorbabi-

---

(1) Nicholson's *Jour.* VI. 231.

(2) *Researches*, p. 140.

lité du gaz hydrogène carburé. Au total, les évaluations de Dalton ne s'éloignent pas beaucoup de la vérité.

[*Ces gaz peuvent être divisés en quatre séries.*] 3. Mais en considérant comme exacte la détermination de Dalton, il s'ensuivra que tous ces gaz peuvent être rangés en quatre séries. L'eau absorbe un volume égal au sien, des gaz de la première série; un huitième de son volume de ceux de la seconde; un vingt-septième de ceux de la troisième; et un soixante quatrième des gaz de la quatrième; mais ces fractions sont les cubes des réciproques des nombres naturels $\frac{1}{1^3}$, $\frac{1}{2^3}$, $\frac{1}{3^3}$, $\frac{1}{4^3}$. Or, cette conséquence, à laquelle on étoit loin de s'attendre, dérive de cette loi, que la distance entre les molécules de chaque gaz lorsqu'ils sont contenus dans l'eau, est toujours ou la même qu'avant l'absorption, ou quelque multiple de cette distance. Dans les gaz de la première série, cette distance est la même. L'acide carbonique, l'hydrogène sulfuré et l'oxide nitreux ne changent point de densité dans l'eau, et la distance entre leurs molécules est la même que dans leur état d'atmosphère élastique. La densité du gaz oléfiant est de 0.125, et la distance entre ses molécules est deux

fois aussi considérable que lorsqu'il constituoit une atmosphère élastique; la densité de l'oxigène, ainsi que des autres gaz qui composent la troisième série, est de 0.037, et la distance entre leurs molécules est trois fois aussi grande dans l'eau que sous la forme de fluides élastiques. La densité de l'azote et des gaz de la quatrième série est de 0.015, et la distance entre leurs molécules est quatre fois aussi considérable dans l'eau qu'à l'état d'atmosphère élastique.

[*Effet de la pression.*] 4. De ses expériences sur les gaz soumis à différens degrés de pression, équivalant à deux ou trois fois celle de l'atmosphère, et par conséquent réduits à une densité double ou triple de celle qu'ils ont ordinairement, William Henry a cru pouvoir déduire cette loi générale très-importante, savoir, que l'eau de la même température prend toujours *le même volume* de chaque gaz, quelle que soit la densité de ce gaz. Ainsi, en supposant que l'eau, à 15°.55 centigr. absorbe justement un volume égal au sien de gaz acide carbonique dans son état de densité ordinaire, elle continuera d'en absorber un volume égal au sien, quoique le gaz ait été condensé des 0.50 ou des 0.33 du volume qu'il avoit, et ainsi de suite: de sorte qu'en augmentant convenablement la pression, on peut, à volonté, faire obsorber par l'eau une *quantité* quelconque

de gaz. Pour forcer l'eau de se charger de gaz acide carbonique dans une proportion équivalente à deux fois son *volume*, il faut que sa faculté d'absorption s'exerce sous une pression additionnelle de 760 millim. de mercure ; et on lui en feroit prendre trois fois son volume, en ajoutant encore à cette pression une nouvelle pression de 760 millim., et ainsi de suite. Pour faire absorber par l'eau une quantité de gaz oxigène équivalente aux 0.33 de son volume, il faudroit employer une pression correspondante à celle d'environ 10 atmosphères, ou à une colonne de mercure d'environ 7600 millim. de hauteur.

D'un autre côté, si on diminue la pression ordinaire de l'atmosphère, et que les gaz se trouvent ainsi dilatés de deux fois, trois fois, etc. leur volume habituel, l'eau à la même température en absorbera encore exactement le même nombre de centimètres cubes, et par conséquent les 0.50, 0.33, etc., seulement en poids de ce qu'elle en prenoit sous la pression ordinaire de l'atmosphère. On voit ainsi quel est l'effet produit lorsqu'on place de l'eau imprégnée de gaz sous le récipient de la machine pneumatique. Le même *volume* de gaz continuera de rester dans l'eau, mais sa densité deviendra moindre à mesure que le vide se fera.

Si on raréfie l'air jusqu'à 300 fois, le même volume du gaz retenu par l'eau ne sera plus en quantité que des 0,0033 de ce qu'il étoit avant que l'eau chargée du gaz n'eût été mise sous le récipient.

[*Les gaz absorbés conservent leur élasticité.*]

5. Si la quantité de gaz dont l'eau peut se charger dépend entièrement de la pression, et si cette quantité augmente ou diminue selon que la pression est plus ou moins considérable, on ne peut se dispenser d'admettre que les gaz conservent encore leur élasticité après qu'ils ont été absorbés par l'eau. La combinaison (si on peut appeler ainsi l'absorption des gaz par l'eau) ne paroît guère d'abord pouvoir être comparée avec l'affinité chimique : car l'eau se chargeant d'un gaz quelconque en toute *quantité*, pourvu que le volume soit le même, la proportion des ingrédiens est alors entièrement déterminée par le volume, tandis que dans les combinaisons chimiques c'est par le poids qu'elle se règle.

Il y a donc ici une espèce de combinaison qui semble différer de toute autre. La loi qu'elle suit est qu'il doit toujours y avoir un rapport constant entre la densité des portions de gaz dans l'eau et hors de l'eau.

[*On suppose que les gaz ne sont que méca-*

niquement mêlés avec l'eau.] Dalton regarde l'absorption des gaz par l'eau comme étant purement mécanique. Suivant lui la *combinaison* des gaz avec l'eau ne s'opère point par cette faculté d'absorption, mais elle les force de se loger dans ses pores. Le gaz retenu dans l'eau n'exerce pas de pression sur ce liquide, mais seulement sur le vaisseau qui le contient, et il est à l'égard de l'eau précisément dans le même état que s'il étoit répandu dans le vide. Mais je trouve qu'il y a deux circonstances qui ne me paroissent pas pouvoir s'accorder avec cette manière de considérer l'absorption des gaz. La première est celle du dégagement du calorique lors de l'absorption par l'eau des gaz acide carbonique et hydrogène sulfuré. Henry a observé qu'un thermomètre plongé dans le liquide, monte des 0.28 aux 0.42 d'un degré cent. (1). La seconde est que le volume de l'eau augmente par l'imprégnation, car la pesanteur spécifique de l'eau chargée de gaz acide carbonique est moindre qu'elle ne doit l'être. C'est ainsi que Bergman trouva que la pesanteur spécifique d'une eau saturée de gaz acide carbonique à la température de 2°.22 cent., étoit de 1.0015 (2), comparée

(1) Nicholson's *Jour.* V. 225.

(2) *Opusc.* I. 9.

avec celle de l'eau à la même température, tandis qu'elle auroit dû être de 1.0019, en supposant même qu'elle n'eût absorbé qu'un volume égal au sien du gaz acide; et cependant Bergman assure expressément qu'elle étoit imprégnée dans une proportion plus grande. Ainsi il paroît qu'il y a expansion de l'eau lorsqu'elle absorbe le gaz acide carbonique, ce qui ne peut avoir lieu que par l'effet d'une action du gaz sur ce liquide; car on ne prétendra sûrement pas qu'en supposant de l'élasticité à l'eau elle-même elle puisse être équivalente à un changement aussi sensible de volume. Il faut donc qu'il y ait action entre les atômes du gaz absorbé et l'eau; mais, en outre, le dégagement de calorique, nonobstant cette expansion, ne seroit-il pas un phénomène inconciliable avec ce qui arrive dans tous les cas? Et comment pourrait-on l'expliquer autrement que par la supposition qu'il s'opère une espèce de combinaison entre les molécules du gaz et celles de l'eau, et que c'est d'elle que résulte le dégagement de calorique.

[*Il y a lieu de supposer que les gaz sont dissous dans l'eau.*] Si le mélange des gaz avec l'eau n'étoit que purement mécanique, il seroit difficile d'expliquer d'une manière satisfaisante, pourquoi la même pression ne forceroit pas le

même volume de chacun d'eux de pénétrer dans les pores de ce liquide. C'est principalement à raison de cette circonstance, dont il semble si embarrassant de rendre compte, que nous nous trouvons en droit de réduire l'absorption des gaz par l'eau aux simples principes d'affinité chimique; et elle n'est en effet qu'un cas particulier de *dissolution* chimique, ainsi que l'a désignée Berthollet. Les corps gazeux se dissolvent entre eux dans toutes proportions, parce qu'ils sont les uns les autres dans le même état, et que cette faculté respective n'est pas restreinte par la cohésion de leurs molécules; mais lorsqu'un liquide dissout un gaz, l'effet de cette dissolution est borné par la différence d'état des deux corps. L'élasticité du gaz s'oppoe, ainsi que l'a fait voir Berthollet, à son union avec les corps qui ne jouissent pas de cette propriété, et elle limite la quantité du gaz qui peut se combiner; car lorsque l'attraction entre le liquide et le gaz se trouve exactement contrebalancée par cette élasticité, toute absorption du gaz cesse d'avoir lieu. Si cette élasticité n'étoit pas ainsi un obstacle, la proportion du gaz qu'un liquide pourroit dissoudre seroit indéfinie.

Supposons que la pression de l'atmosphère soit complètement anéantie : alors les corps gazeux s'étendront indéfiniment jusqu'à ce que

leurs atômes ne soient plus sensiblement animés de la force de répulsion. Si dans cet état d'expansion un gaz étoit exposé à l'action de l'eau, ce liquide l'absorberoit, et les particules du gaz, ainsi saisies, s'arrangeroient d'elles-mêmes dans un ordre régulier, à des distances déterminées les unes des autres, qui régleroient la quantité de chaque gaz absorbé, tandis que ces distances elles-mêmes seroient fixées par l'affinité entre le gaz et l'eau. Plus cette affinité seroit grande, plus les atômes du gaz se rapprocheroient entre eux, avant qu'elle ne fût balancée par leur élasticité. Dans un cas de supposition semblable, on n'auroit aucun moyen de déterminer le volume qui pourroit être absorbé de chaque gaz; quoiqu'il n'y ait pas de doute qu'il se trouveroit être dans quelque rapport avec l'affinité entre le gaz et l'eau. La *quantité* absorbée évaluée en poids seroit inappréciable.

Si on suppose actuellement que les gaz sont soumis à l'effet d'une certaine pression comme, par exemple, celle de 760 millim. de mercure, équivalente à une atmosphère, dans ce cas les gaz augmentent en densité et proportionnellement en élasticité; mais cette augmentation d'élasticité se trouvant exactement balancée par la pression, c'est la même chose

relativement à leur absorption par l'eau que si elle n'avoit pas eu lieu, ou, en d'autres termes, le gaz, nonobstant son accroissement de densité, ne présente pas un plus grand obstacle qu'auparavant à son absorption par l'eau; car quelle que puisse être la densité des gaz, en tant qu'elle est produite par la pression, elle est balancée par cette pression. Il s'ensuit que quelque dense qu'un gaz puisse être devenu par la pression, l'eau *doit* en absorber toujours le même volume; et nous avons acquis, par les expériences de William Henry, la certitude que cela arrive en effet ainsi. Loin que cette loi vienne à l'appui de l'opinion que l'absorption des gaz par l'eau n'est qu'un effet purement mécanique de la pression, elle doit faire persister dans la supposition que la combinaison est chimique. La vérité en est démontrée par l'absorption de chaque gaz en proportion déterminée, et elle prouve que cette combinaison chimique est réglée par la proportion qui existe entre la force *de répulsion* des molécules du gaz et celle *d'attraction* de l'eau pour ces molécules. La portion de chaque gaz que l'eau absorbera sera telle, que la répulsion entre les molécules absorbées fera justement équilibre à l'affinité de l'eau pour elles. Si la force d'affinité est double, la répulsion peut être double; si elle n'est que

de la moitié, la répulsion ne sera que dans la même proportion, et ainsi de suite.

On voit par les expériences de William Henry et de Dalton, que l'affinité entre l'eau et le gaz acide carbonique est telle qu'elle est balancée à-peu-près par l'élasticité. Il en résulte que dans sa combinaison avec l'eau, ce gaz n'éprouve que très-peu ou point de changement dans sa densité; mais la force d'affinité entre l'eau et le gaz oléfiant n'équivalant qu'à la moitié de celle d'élasticité de ce gaz, la distance entre ses molécules, lorsqu'il se combine avec l'eau, doit être double, et par conséquent l'eau ne se combinera qu'avec les 0.125 du volume de ce gaz relativement à ce qu'elle en prend du gaz acide carbonique, en supposant l'un et l'autre de ces gaz soumis à la même pression avant l'absorption; car cette portion du gaz oléfiant, lorsqu'il se combine avec l'eau, doit s'étendre dans ce liquide de manière à occuper huit fois son premier volume. De même, l'affinité du gaz oxigène pour l'eau n'étant que des 0.33 de son élasticité, ce liquide prendra 27 fois autant, en volume, de gaz acide carbonique que de gaz oxigène, parce que les atômes de ce dernier gaz en se combinant avec l'eau devront se séparer à une distance triple de celle qui existoit entre eux, pour que l'affinité

et l'élasticité puissent se trouver en équilibre. L'affinité de l'azote pour l'eau n'étant que des 0.25 de son élasticité, l'eau absorbera soixante-quatre fois autant de gaz acide carbonique que de gaz azote, parce qu'il faudra que la distance qui séparoit les atômes d'azote lorsqu'ils se sont combinés avec le liquide soit devenue quadruple avant que l'affinité soit capable de balancer l'élasticité.

Il ne se passe donc rien dans le phénomène de l'absorption des gaz par l'eau qui ne s'accorde parfaitement avec l'opinion que leur combinaison avec ce liquide est l'effet d'une affinité qu'ils ont pour lui. Dalton a reconnu dans ses expériences que cette affinité est comme la racine cube du volume absorbé ; ainsi les affinités pour l'eau des gaz des 4 séries, se trouveront être dans les proportions suivantes.

	Affinité.
1. Gaz, acide carbonique, hydrogène sulfuré, oxide nitreux	= 4
2. Gaz oléfiant	= 3
3. Gaz, oxigène, nitreux, hydrogène carburé, hydrogène phosphuré	= 2
4. Gaz, azote, hydrogène, oxide de carbone	= 1

Dans la considération de l'absorption des gaz par l'eau, on ne doit point avoir égard à l'effet de la pression extérieure qui ne doit point affecter

le volume du fluide élastique absorbé. Il faut se représenter les gaz comme étant dans un état d'expansion tel que leurs atômes n'exercent pas de répulsion sensible entre eux ; mais comme ne pouvant se rapprocher de plus près sans occasionner de répulsion sensible. Supposons que dans cet état l'affinité entre l'eau, l'azote et les autres gaz de la quatrième classe soit si foible qu'elle puisse être balancée par la moindre élasticité ; dans ce cas, l'eau absorbera exactement un volume égal au sien de ces gaz. L'affinité entre l'eau et l'oxigène, et les autres gaz formant la troisième série, étant double, l'eau les absorbera dans la proportion de huit fois son volume, parce que leurs atômes devront s'être rapprochés de la moitié de la distance qui les séparoit avant que l'élasticité balançât l'affinité. Par la même raison l'eau se chargera de 27 fois son volume de gaz oléfiant, et de 64 fois son volume de gaz acide carbonique, et de tous ceux qui composent la première série.

[*La proportion du gaz absorbé dépend du résidu.*] 6. Les expériences de William Henry, amplement confirmées par celles de Dalton, nous apprennent que la proportion de tout gaz quelconque absorbé par l'eau dépend en grande partie de la nature du résidu gazeux. Ainsi, en agitant à la température ordinaire

1 décimètre cube d'eau avec 2 décimètres cubes de gaz acide carbonique, il y aura au moins 1 décimètre cube du gaz absorbé. Dans ce cas, le résidu est de l'acide carbonique pur. Mais si on agite de la même manière avec 1 décimètre cube d'eau, 2 décimètres cubes de gaz acide carbonique, et 1 décimètre cube d'air ordinaire, dans ce cas le résidu ne sera pas de l'acide carbonique pur, mais un mélange d'acide carbonique et d'air. La quantité du gaz acide absorbé d'un semblable mélange ne sera plus, comme dans le premier exemple, de 1 décimètre cube, mais de 600 centimètres cubes seulement (1). On voit donc que lorsque le résidu étoit l'acide carbonique pur, il en avoit été absorbé une proportion beaucoup plus grande que lorsqu'il étoit un mélange d'acide carbonique et d'air. C'est ce qui a généralement lieu lorsque le résidu contient un gaz étranger; la quantité absorbée est moindre qu'à l'ordinaire, et elle diminue en raison de celle du gaz étranger présent.

[*Les gaz se séparent de l'eau lorsqu'on la met en contact avec d'autres gaz.*] Si on met de l'eau complètement imprégnée d'un gaz quelconque dans un vaisseau qui contient un autre

(1) Henry, Nicholson's *Jour.* V. 233.

gaz, une portion de celui que retenoit l'eau s'en sépare et se mêle avec le fluide élastique en contact. La quantité qui s'en échappe ainsi, est en proportion du volume de ce dernier gaz comparé au volume de l'eau. Il en résulte qu'en laissant exposée à l'air de l'eau imprégnée d'acide carbonique, l'acide s'en dégage en presque totalité, et l'eau devient insipide. Si on laisse un peu d'eau chargée d'hydrogène sulfuré ou d'oxide nitreux dans une grande cloche remplie de gaz oxigène ou de tout autre gaz, les gaz hydrogène sulfuré ou oxide nitreux se dégagent de l'eau en grande partie pour se mêler avec le gaz oxigène. Pour conserver l'eau dans son état d'imprégnation entière, il faut ou la tenir dans des vaisseaux fermés, ou la mettre sous la pression d'une atmosphère qui soit précisément la même que celle du gaz qu'elle contient.

Ce fut William Henry qui reconnut le premier cette loi remarquable, et il l'annonça comme une démonstration de la vérité de la théorie particulière de Dalton sur la non-élasticité des gaz entre eux (1). Car si un gaz retenu dans l'eau par la pression d'une atmosphère de son propre gaz, ne peut l'être ainsi par celle d'aucun autre gaz, on en peut inférer que les

(1) Nicholson's *Jour.* VIII. 298.

gaz ne pèsent pas réciproquement les uns sur les autres.

Il doit paroître évident, que l'effet d'un résidu d'un gaz étranger sur la quantité absorbée, ainsi que celui qui résulte, pour la séparation du gaz qui étoit détenu dans l'eau, de l'action de l'atmosphère d'un gaz différent; dépendent l'un et l'autre de la même cause. Ils présentent une explication très-satisfaisante de l'hypothèse de Dalton; mais on peut tout aussi bien en rendre raison sans y avoir recours. Ce ne sont donc pas des motifs suffisans pour l'adopter, si la vérité n'en peut être autrement établie par des expériences décisives.

Nous avons vu qu'il existoit entre tous les gaz une espèce d'affinité qui les rendoit capables de se dissoudre les uns les autres. Cette faculté dissolvante n'a pas de limites, parce que les gaz sont tous dans le même état. Les liquides peuvent aussi dissoudre les gaz; mais leur puissance à cet égard est bornée par l'élasticité des gaz dissous. L'action des gaz n'étant pas restreinte comme l'est celle des liquides, à laquelle l'élasticité oppose un obstacle, elle sera plus puissante que celle de ces corps, à moins que dans les liquides la force d'affinité soit telle qu'elle produise une combinaison trop intime pour être considérée comme une simple

dissolution; mais il n'existe point d'affinité de ce degré de force entre l'eau et les gaz que nous considérons. Il s'ensuit que chaque gaz exercera une certaine action dissolvante à l'égard de tout autre gaz; cette action s'opposera à la faculté d'absorption du gaz par l'eau, et par conséquent rendra cette absorption moindre; mais la puissance dissolvante sera proportionnelle au volume relatif du gaz opposant; donc la quantité d'un gaz quelconque absorbé par l'eau *doit* diminuer, comme le volume de tout gaz étranger dans le résidu, augmente, ainsi que M. Henry a trouvé en effet que cela avoit lieu. Par la même raison, lorsque de l'eau imprégnée d'un gaz quelconque est mise en contact avec un gaz différent, une portion du gaz dissous doit abandonner l'eau pour se combiner avec le fluide élastique; et la proportion du gaz qui s'en sépare ainsi, doit être telle que la force exercée par l'eau sur la portion du gaz qui y est retenu, balance exactement l'action du fluide élastique sur la quantité absorbée.

Ainsi la séparation de la presque totalité, ou d'une partie du gaz de l'eau n'est pas l'effet d'un accroissement d'élasticité résultant de la diminution de pression; mais elle s'opère en vertu d'une augmentation d'élasticité produite par l'attraction du gaz en contact.

Supposons que deux gaz, à l'égard desquels la faculté d'absorption de l'eau est la même, soient mêlés en proportions égales, et que l'eau en soit imprégnée; leur dissolubilité étant la même, leur affinité sera par conséquent la même aussi. Il s'ensuit qu'il en sera absorbé la même proportion de chacun d'eux; car il n'y a aucune raison de supposer que la faculté dissolvante de l'eau pour un gaz soit altérée pour en avoir dissous un autre. L'eau se chargera donc d'un volume égal au sien de chacun de ces gaz; mais comme chacun d'eux est réduit, en conséquence de leur mélange réciproque, à moitié de sa densité ordinaire, cette absorption par l'eau sera précisément la même chose que si ce liquide n'avoit pris que la moitié d'un volume égal au sien de chacun des deux gaz séparément. Si de l'eau imprégnée d'un volume de gaz égal au sien est mise en contact avec son même volume d'un autre gaz qu'elle peut absorber en même proportion, la moitié du gaz imprégnant s'échappera de l'eau, et la moitié du gaz en contact sera absorbée, parce que l'action de ces gaz sur l'eau et entre eux, en les supposant à volumes égaux, est la même.

Si un mélange, à volumes égaux de deux gaz à l'égard desquels la faculté d'absorption

par l'eau n'est pas la même, est mis en contact avec ce liquide, il absorbera le même volume de chacun d'eux qu'il en auroit pris séparément. Si, par exemple, ces gaz mélangés sont les gaz acide carbonique et oléfiant, l'eau absorbera un volume égal au sien du premier, et les o.125 de son volume du second; mais comme, par leur mélange, la densité de chacun de ces gaz est réduite à la moitié de ce qu'elle étoit, cette absorption par l'eau sera la même chose que si elle avoit pris à-peu-près la moitié de son volume du gaz acide carbonique d'une densité ordinaire, et les o.062 de son volume de gaz oléfiant. Si l'eau imprégnée de son propre volume de gaz acide carbonique est mise en contact avec un volume égal au sien de gaz oléfiant; alors il se dégagera du liquide les o.50 du gaz acide carbonique, tandis qu'il ne sera absorbé que les o.062 seulement du gaz oléfiant, parce que l'action de ce dernier gaz sur le gaz acide carbonique est la même que celle de l'eau, tandis que le pouvoir de l'eau sur le gaz oléfiant n'est que la moitié de celui qu'exerce la portion de gaz acide carbonique qui s'en est échappée.

Ce raisonnement peut aisément s'appliquer aux mélanges de tous les gaz, dans quelque proportion que ce soit. Pour connoître exactement

dans quelle proportion de chaque gaz l'absorption par l'eau d'un mélange de deux gaz doit avoir lieu, il suffit de se rappeler que ce liquide en prend son volume ordinaire de chacun, et de considérer alors quelle est la densité relative de chaque gaz dans l'eau. Ainsi d'un mélange de 80 parties de gaz azote et de 20 parties de gaz oxigène, l'eau absorbera les 0.0156 de son volume du premier, et les 0.037 du second. Mais dans ce cas, la densité du gaz azote n'est que des 0.80 de sa densité ordinaire, et celle du gaz oxigène des 0.20 seulement. Donc, pour trouver le volume de chaque gaz réellement absorbé, en le supposant pris à la densité ordinaire, il faut réduire les 0.0156 du volume du premier aux 0.80, et les 0.037 du second aux 0.20. On auroit à-peu-près pour résultat 0.0125 de gaz azote, et 0.0074 de gaz oxigène.

Mais en connoissant la proportion de chaque gaz absorbé, il suffit de soustraire cette portion pour trouver la nature du résidu.

[*La proportion du gaz absorbé dépend de la température.*] 7. La température influe considérablement sur la proportion des gaz que l'eau peut absorber. William Henry trouva qu'un décimètre cube d'eau à la température d'environ 13° centig., absorbe 1080 centim. cubes de gaz acide carbonique; mais que la même

quantité d'eau à 29°.5 centig. n'en prenoit que 840 centim. cubes. Un décim. cube d'eau à environ 13° centig., absorbe 1060 centim. cubes de gaz hydrogène sulfuré, tandis qu'à 29°.5 cent. elle ne s'en charge que dans la proportion de 950 centim. cubes (1). On ne doit pas considérer ces quantités comme étant exactes, parce que M. Henry n'avoit pas pris en considération la pureté du résidu ; mais ces résultats suffisent pour démontrer que la proportion du gaz absorbé est affectée par la température.

La cause de cette influence de température est facile à saisir. L'élasticité des gaz augmente comme leur température s'élève. La proportion de ce que l'eau peut en absorber doit donc diminuer en raison de ce que cette élasticité devient plus considérable. Il est démontré par une expérience de Dalton, que cette explication est la véritable. Si, après avoir renfermé dans un flacon bien bouché de l'eau imprégnée d'un gaz et chargée d'une atmosphère du même gaz, on expose ce flacon à tout changement quelconque de température de zéro à 100°. centigr., il ne s'en produira aucun dans la proportion du gaz que l'eau contient (2).

(1) Nicholson's *Jour.* V. 235.

(2) Phil. Mag. XXIV. 16.

Dans ce cas, le gaz qui forme l'atmosphère éprouve le même changement dans son élasticité que la portion contenue dans l'eau, et, par conséquent, l'effet de cette variation dans l'élasticité est contrebalancé. Le gaz et l'eau continuent d'être respectivement dans la même situation que s'il ne s'étoit opéré aucun changement quelconque.

8. Si on agite un gaz pur quel qu'il soit avec une suffisante quantité d'eau pure, ce gaz sera absorbé en totalité sans laisser de résidu ; mais si l'eau n'est pas parfaitement pure, alors il restera toujours un résidu, et il consistera en partie dans le gaz absorbé, et en partie dans le gaz que contenoit l'eau avant l'absorption.

[*On a supposé que l'eau convertissoit les gaz en gaz azote.*] 1. Il a été fait un grand nombre d'expériences sur ce sujet par différens chimistes, et spécialement par le docteur Priestley (1), et par Berger (2) ; mais comme ils ont négligé de tenir note de la nature et de la quantité du gaz dont l'eau qu'ils employoient étoit imprégnée ; et, dans beaucoup de cas aussi, de la pureté du gaz dont ils se servoient, on ne

(1) Amer. Trans. V. 21.
(2) Jour. de phys. LVII. 5.

peut pas tirer de ces expériences des conclusions satisfaisantes.

Berger trouva qu'en laissant de l'air atmosphérique en contact avec l'eau jusqu'à ce qu'il eût perdu les 0.20 de son volume, le résidu ne consistoit en totalité qu'en gaz azote, car le phosphore ne produisoit aucun changement dans son volume. Le docteur Priestley s'assura que le même changement avoit lieu lorsque le volume de l'air étoit réduit aux 0.70, ou aux 0.75. Cet effet résulte évidemment de quelque changement particulier qui s'opère dans l'eau stagnante, et probablement d'une espèce de putréfaction. Quelque substance contenue dans l'eau et provenant du vaisseau, semble acquérir la propriété de s'unir à l'oxigène et de le prendre ainsi à l'eau à mesure et aussi promptement qu'elle le dissout. C'est ainsi que Dalton trouva que de l'eau conservée dans une cuve de bois avoit perdu très-promptement la totalité de son oxigène (1). Il n'est pas aussi facile de rendre raison des résultats que Priestley et Berger obtinrent en laissant en contact avec l'eau des gaz nitreux et hydrogène. Celui-ci trouva que l'un et l'autre gaz, par un long séjour sur

(1) Phil. Mag. XXIV. 17.

l'eau, avoient perdu les 0.75 de leur volume. Le résidu étoit de l'azote.

Tels sont les phénomènes de l'absorption des gaz par l'eau. Ils sont tous susceptibles d'une explication facile au moyen de la supposition qu'il existe une affinité entre les gaz et l'eau, et que la proportion absorbée de chaque gaz se règle par son affinité pour ce liquide et par son élasticité. Nous allons nous occuper des gaz qui peuvent être absorbés en plus grandes quantités.

[*Liste des gaz les plus absorbables.*] 2. Tous les gaz qui sont très-absorbables par l'eau appartiennent à la classe des acides et des alcalis. On a formé la liste qui suit de ceux de ces gaz qui ont été examinés jusqu'à présent, placés dans l'ordre inverse de leur solubilité.

1. Gaz, acide oximuriatique.
2. —— acide sulfureux.
3. —— acide fluorique.
4. —— acide muriatique.
5. —— ammoniacal.

Il est probable que les gaz acide sur-oximuriatique et acide prussique se trouveroient aussi rangés parmi les précédens, si les expériences auxquelles on les a soumis à cet effet avoient été plus exactes.

[*Volume de ces gaz absorbé par l'eau.*] 1. Les proportions de l'absorption de ces gaz déterminées par le nombre de mesures de chacun d'eux qu'une mesure d'eau pure peut absorber, sont, ainsi qu'il suit, savoir :

Gaz	acide oximuriatique	1.5 +
	acide sulfureux	33.0
	acide fluorique	175. +
	acide muriatique	516
	ammoniacal	780

L'absorption du gaz acide oximuriatique, telle qu'elle se trouve ici établie, est certainement de beaucoup au-dessous de la proportion véritable, au moins si on en peut juger par la rapidité avec laquelle l'absorption de ce gaz a lieu. Berthollet a trouvé, par une expérience faite il y a longtems, que 10 centim. cubes d'eau absorbent environ 0.053 gram. de ce gaz. Les autres quantités énoncées ci-dessus sont les résultats de mes propres expériences. Je n'avois pas réussi à reconnoître la quantité d'acide fluorique absorbée par l'eau. Une portion de 10 centim. cubes de ce liquide, après avoir absorbé 1750 centim. cubes du gaz, se prit en une gelée solide, et ne put pas en absorber davantage. Le gaz avoit été dégagé dans des vaisseaux de verre, et contenoit par conséquent de

la silice, ce qui avoit donné lieu à la formation de la liqueur en gelée.

[*Expansion de l'eau.*] 10 centim. cubes d'eau saturée des gaz dont on vient de donner la liste, augmentent en volume dans les proportions suivantes :

		Centim. cubes.
Gaz	acide oximuriatique.	10.020 +
	acide sulfureux.	10.400
	acide fluorique.	
	acide muriatique.	15. »
	ammoniacal	16.660

Ainsi, par cette imprégnation, les molécules de l'eau sont entre elles à une plus grande distance qu'elles ne l'étoient auparavant; d'où il suit que la densité du gaz absorbé n'est pas aussi considérable qu'elle paroîtroit d'abord devoir l'être d'après le volume qui en a été saisi par l'eau. Ainsi quoique 10 centim. cubes d'eau en absorbent 5160 de gaz acide muriatique, cependant comme les 10 centim. cubes prennent de l'expansion, pendant l'absorption, de manière à devenir 15 centim. cubes, il est évident qu'il n'y a que les 0.66 des 5160 centim. cubes du gaz, qui soient contenus dans 10 centim. cubes; la proportion des 0.33 restant est nécessaire pour la moitié

additionnelle des 10 centim. cubes produite par l'expansion de l'eau. Il s'ensuit que la densité du gaz acide muriatique dans le mélange est justement des 0.66 de 5160, ou de 3440 ; c'est-à-dire que chaque quantité de 10 centim. cubes d'eau ainsi saturée, contient 3440 centimètres cubes de gaz acide muriatique.

On peut, par une méthode semblable, connoître la densité de chacun des gaz dans l'eau qui en est saturée. Ces densités sont ainsi qu'il suit :

Quantité contenue dans un volume donné d'eau.

Acide oximuriatique. . .	1.5
Acide sulfureux.	31.7 = 3^3 à-peu-près.
Acide muriatique.	344.0 = 7^3
Ammoniaque.	468.0 = 8^3

Ainsi il paroît que les atômes du gaz acide sulfureux dans l'eau qui en est saturée, sont à-peu-près trois fois plus rapprochés les uns des autres que dans leur état ordinaire; que ceux du gaz acide muriatique le sont sept fois plus; et ceux du gaz ammoniac presque huit fois.

3. On ne disconviendra sûrement pas que l'absorption de ces gaz par l'eau résulte d'une affinité qui existe entre eux et ce liquide; car il seroit impossible de rendre raison par toute

autre supposition quelconque, de la condensation prodigieuse que ces gaz éprouvent nonobstant leur élasticité.

[*Ces gaz se combinent chimiquement avec l'eau.*] Cependant les phénomènes sont à tous égards les mêmes, excepté le degré de force, que ceux que présentent les gaz dont nous avons précédemment traité. Leur mélange avec d'autres gaz influe matériellement, non-seulement sur la rapidité de l'absorption, mais même sur la quantité absorbée. Entre eux, ils ne s'enlèvent qu'en partie à l'eau, comme cela arrive à l'égard des autres gaz. Lorsqu'on verse de l'ammoniaque liquide dans un tube de baromètre, le mercure tombe immédiatement de 254 millim., les autres dissolutions gazeuses produisent un effet semblable. Ces gaz sont également chassés du liquide qui en est imprégné lorsque ce liquide est placé sous le récipient de la machine pneumatique et lorsqu'on le tient à l'état d'ébullition. Enfin, il n'y a pas une seule circonstance dans laquelle l'absorption de ces gaz par l'eau diffère de celle des gaz de la première classe, si ce n'est seulement dans le volume qui en est absorbé. Dans la plupart des gaz de la première classe, le gaz éprouve de l'expansion lorsqu'il est absorbé, tandis que dans tous ceux de la seconde

classe, c'est une condensation qui a lieu. Cette condensation dénote que l'affinité des gaz pour l'eau est plus considérable que ne l'est leur élasticité, tandis que l'expansion indique précisément le contraire.

Si l'affinité se mesuroit par la racine cube de la condensation relative, il s'ensuivroit alors que l'affinité de l'acide muriatique pour l'eau est 28 fois plus grande que celle de l'azote, et que celle de l'ammoniaque l'est 32 fois. On trouveroit également que l'affinité de l'acide muriatique est sept fois plus grande que celle de l'acide carbonique, et ainsi de suite.

[*Absorption des gaz par d'autres liquides.*]

3. Quant à l'absorption des gaz par des liquides autres que l'eau, nous manquons d'expériences décisives à cet égard. Le docteur Priestley essaya l'absorption de divers gaz par l'alcool, l'éther et différentes espèces d'huiles; Dalton a fait aussi quelques expériences sur ce sujet; mais il n'en a annoncé le résultat qu'en termes généraux.

L'alcool semble se rapprocher beaucoup de l'eau dans sa faculté d'absorber les gaz. Les huiles aussi absorbent plusieurs gaz précisément comme le fait l'eau; mais sur d'autres elles agissent avec plus d'énergie. Le docteur Priestley reconnut que les huiles d'olive et de théré-

bentine absorbent l'une et l'autre le gaz nitreux en quantité considérable et qu'elles le décomposent. Elles ont aussi la propriété d'absorber et de condenser l'oxigène de l'air atmosphérique. L'acide nitrique se charge d'une quantité énorme de gaz nitreux pour lequel son affinité est très-forte, et il le convertit par degrés en vapeur nitreuse, tandis que l'action des autres acides sur ce gaz est à-peu-près la même que celle de l'eau. Le gaz nitreux est aussi absorbé en quantités considérables par les sulfate, nitrate et muriate de fer, et en petites proportions par les sulfates d'étain et de zinc, par le muriate de zinc (1), ainsi que plusieurs des sels de cuivre.

SECTION V.

De la combinaison des gaz avec les solides.

Les gaz et les solides diffèrent encore davantage entre eux par leur état que les gaz et les liquides; leurs combinaisons avec les premiers de ces corps doivent en conséquence s'effectuer plus difficilement; elles seront empêchées d'un côté par *l'élasticité* des gaz, et de

(1) Priestley, *on Air*. I. 372. II. 229; Davy's *Researches*, p. 160.

l'autre par la force de *cohésion* qui unit ensemble les molécules des solides ; et il ne s'opérera de combinaison qu'autant que l'affinité sera suffisante pour vaincre l'une ou l'autre de ces forces. Le nouveau composé sera gazeux, solide ou liquide, selon la proportion des constituans combinés et l'intimité de leur union. Nous allons examiner d'abord la combinaison des gaz simples avec les solides, pour nous occuper ensuite des gaz composés.

[*Gaz simples.*] 1. Les gaz simples sont au nombre de 5; mais il en est deux, les gaz acide muriatique et acide fluorique, dont on connoît à peine d'autres combinaisons avec les solides que celles qu'ils forment avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques. L'examen de ces combinaisons, d'une nature compliquée, appelées *sels*, fera l'objet d'un chapitre subséquent; nous nous bornerons donc actuellement à la considération des trois autres gaz simples, ceux *oxigène*, *hydrogène* et *azote*.

1. Les seuls corps solides simples connus sont le carbone, le phosphore, le soufre et les métaux. Or l'oxigène est capable de se combiner avec tous ces corps.

[*Gaz oxigène avec le carbone.*] Autant qu'on a pu s'en assurer jusqu'à présent, l'oxigène ne s'unit au carbone que dans trois proportions,

Il en résulte trois composés appelés *acide carbonique*, *oxide de carbone et oxide carboneux*. Les deux premiers sont bien connus, ce sont des fluides gazeux. Le troisième n'a pas été examiné, mais l'existence s'en déduit des phénomènes qui se manifestent pendant la combustion du diamant. C'est une substance solide. De ces trois composés le gaz acide carbonique est celui dont on a recherché avec le plus de soin la nature et les propriétés. Si nous concluons des expériences de Lavoisier et de Tennant que ce gaz est un composé de 28 de carbone et 72 d'oxigène; et que nous supposions, avec Dalton, qu'un de ses atômes est formé d'un atôme de carbone et de deux atômes d'oxigène, il nous sera facile de trouver la densité relative d'un atôme de carbone. En effet, un atôme de carbone doit être à deux atômes d'oxigène :: 28 : 72, ou à un atôme d'oxigène :: 28 : 36, :: 7 : 9; mais on a déja trouvé qu'un atôme d'oxigène étoit = 6; il faudra donc diminuer chacun des nombres 7 et 9 des 0.33, afin de convertir en 6 celui 9, et de maintenir la même proportion entre les deux, ce qui donnera 4.66 au lieu de 7. Alors, suivant cette hypothèse, l'expression 4.66 sera la densité d'un atôme de carbone, celle d'un atôme d'oxigène étant 6.

Comparons actuellement cette densité ainsi

⊙⦶⊙ . . . . . ⊙⦶⊙ Hydrogène phosphuré.
○⦶○ . . . . . ○⦶○ Acide phosphorique.

Il est évident que l'hydrogène carburé dégagé spontanément des eaux stagnantes, est un produit de putréfaction de la matière végétale. Dalton a donné une explication très-ingénieuse de sa formation. Suivant lui, à mesure que le dégagement du carbone a lieu, deux de ses particules décomposent à la fois deux atômes d'eau précisément comme dans les exemples précédens. L'une de ces molécules s'unit avec tout l'hydrogène des deux atômes, et l'autre avec tout l'oxigène; de sorte qu'il y a en même tems formation d'acide carbonique, et d'hydrogène carburé. On pourra représenter ainsi par symboles, cette décomposition.

⊙⊕⊙ . . . . . ⊙⊕⊙ Hydrogène carburé.
○⊕○ . . . . . ○⊕○ Acide carbonique.

[*Huiles.*] Les huiles ont beaucoup de ressemblance avec le gaz oléfiant, et on peut en effet considérer ces substances comme ne différant entre elles que par leur état. D'après l'analyse de Lavoisier, les huiles doivent consister, ainsi que le gaz, dans un atôme d'hydrogène, uni à un atôme de carbone. Comme le gaz oléfiant, les huiles déposent du charbon,

lorsqu'on les fait brûler avec une proportion insuffisante d'oxigène. Mais nonobstant cette analyse, il est très-probable qu'elles sont d'une nature plus complexe. On pourroit juger, par leur peu de volatilité, qu'elles contiennent une beaucoup plus grande proportion de carbone; tandis que leur tendance à absorber l'oxigène y indiqueroit la présence de ce principe.

Tous les composés d'hydrogène avec les bases solides sont combustibles. Ce sont ceux qui contiennent le carbone, dont la combustion produit le plus de lumière; et dans ces corps brûlans, la quantité de lumière émise est d'autant plus considérable que la proportion du carbone y est plus grande. L'hydrogène carburé en fournit le moins, le gaz oléfiant davantage, et c'est l'éther qui en produit le plus. Cette observation mérite attention, parce que dans quelques autres vapeurs et gaz qui contiennent le carbone, la combustion n'est que foible; comme dans l'oxide de carbone et l'alcool, qui brûlent l'un et l'autre avec une flamme bleue. Dans ces corps, il y a aussi présence d'oxigène; et il paroît assez vraisemblable que le carbone étant à l'état d'union avec l'oxigène, a déja éprouvé une sorte de demi-combustion, et que c'est par cette raison que l'émission de lumière est plus foible. Ces remarques ne se trouvent pas

être en contradiction avec ce que nous avons déja établi, que la quantité de lumière produite pendant la combustion est proportionnelle à celle de l'oxigène consumé; car on trouvera le rapport exact dans ces gaz et vapeurs.

6. L'azote a la propriété de se combiner avec le carbone, le phosphore et le soufre; mais les composés gazeux que forment ces combinaisons, ne sont pas assez connus pour être particulièrement considérés ici; de même qu'on n'a aucune observation à présenter sur les combinaisons de l'hydrogène avec les corps métalliques.

[*Action des composés gazeux sur les solides.*]

1. Quoique les composés gazeux soient en plus grand nombre que les gaz simples, nous connoissons cependant beaucoup moins de leurs combinaisons avec les solides, sur-tout si on en excepte les sels que forment les gaz acides et l'oxide nitreux avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, ainsi que ceux que produit l'ammoniaque avec les acides solides.

Dans la plupart des cas, lorsque les solides agissent sur les composés gazeux, le résultat est une décomposition, et les élémens du gaz se combinent d'une manière différente. Ainsi l'oxide nitreux, les acides nitrique, oximuriatique et sur-oximuriatique sont décomposés par le carbone, le phosphore, le soufre, et

par un grand nombre de métaux. Le gaz nitreux est décomposé par le carbone et le phosphore à l'aide d'une chaleur suffisante, l'acide sulfureux par quelques-uns des métaux, et probablement encore par le carbone. L'acide carbonique est décomposé dans de certaines circonstances par le phosphore ; mais il arrive très-souvent que les solides n'ont aucune action sur les gaz composés, et spécialement sur la plupart des composés gazeux du carbone et de plusieurs autres. Je ne me rappelle que les quatre exemples suivans de combinaison directe d'un composé gazeux avec une base solide.

[*Acide carbonique et charbon.*] On a vu par les expériences de Cruikshanks, ainsi que par celles de Clément et Desormes, qu'en faisant traverser du charbon rouge de feu par de l'acide carbonique, cet acide est converti en oxide de carbone ; mais l'acide carbonique étant un composé de deux atômes d'oxigène et d'un atôme de carbone, et l'oxide de carbone résultant de l'union d'un atôme d'oxigène avec un atôme de carbone, il est évident que dans ce cas un atôme de carbone doit s'être combiné avec chaque atôme d'acide carbonique. Ce résultat de l'expérience n'est pas facile à expliquer. L'acide est un

auparavant ; c'est à cette grande augmentation de densité qu'est due la permanence de ce composé, et c'est par cette raison aussi qu'il est extrêmement difficile d'en séparer les parties constituantes.

[*Gaz oxigène avec le soufre.*] 5. En s'unissant aussi au soufre en trois proportions, l'oxigène forme avec cette substance des composés qui diffèrent de ceux que produit son union avec le carbone et le phosphore, car l'un de ces corps est un gaz, l'autre un liquide et le troisième un solide. Ces composés sont l'oxide de soufre, l'acide sulfureux et l'acide sulfurique. Par l'analyse exacte qui a été faite de ce dernier nous pouvons, au moyen de l'hypothèse de Dalton, exprimer la densité relative d'un atôme de soufre. L'acide sulfurique est composé de 41.6 parties en poids d'oxigène et de 58.4 parties de soufre. Si on le suppose avec Dalton, formé par l'union d'un atôme de soufre à deux atômes d'oxigène, alors on aura deux atômes d'oxigène sont à un atôme de soufre :: 41.6 : 58.4, et un atôme d'oxigène est à un atôme de soufre :: 20.8 : 58.4 ou :: 6 : 16.8, d'où il s'ensuit que la densité d'un atôme de soufre seroit de 16.8. En comparant ce résultat avec celui de mon analyse

de l'acide sulfureux, et en supposant cet acide composé d'un atôme d'oxigène uni à un atôme de soufre, on trouvera que la densité de l'atôme de soufre est d'environ 13. Le terme moyen de ces deux évaluations qui est à-peu-près 15, pourra être considéré comme celle véritable de la densité. La densité des atômes de ces différens composés, s'exprime ainsi par symboles.

Constituans.

		Densité.
○⊖	Acide sulfureux	21
⊖○⊖	Oxide de soufre	36
○⊖○	Acide sulfurique	27

Il y a une ressemblance très-frappante entre les combinaisons de l'oxigène avec le phosphore et avec le soufre. Une certaine élévation de température est nécessaire pour commencer la combinaison. La chaleur agit probablement dans ce cas en diminuant la cohésion des atômes des corps solides. Le premier composé dans l'une et l'autre de ces substances, est solide et combustible. Il s'en faut que cette combinaison soit intime, mais elle dispose les corps solides à une union plus étroite. Ainsi lorsqu'elle est portée à un certain point l'oxigène perd sa forme élastique et il est con-

densé dans les solides ; lorsque la combustion est complète, les composés dans les deux cas sont des produits de combustion. Le composé intermédiaire semble être le résultat d'une combustion imparfaite, et exister dans un état d'union moins intime que le dernier. Car en exposant les acides sulfureux et phosphoreux à une chaleur suffisante, ils sont décomposés, le soufre et l'acide sulfurique étant séparés dans un cas, et dans l'autre, le phosphore et l'acide phosphorique. Il paroît cependant que l'eau est un agent nécessaire dans ces décompositions.

Mais quelque grande que soit la similitude entre le phosphore et le soufre, et entre les composés que ces substances forment avec l'oxigène, ils présentent cependant encore entre eux des différences considérables. L'union entre le phosphore et l'oxigène est beaucoup plus intime que celle de ce dernier principe avec le soufre. Il en résulte que dans le premier cas d'union, l'oxigène est dans un état de condensation plus grande et qu'elle est beaucoup plus difficile à détruire que celle de l'oxigène avec le soufre. Il y a beaucoup moins de différence entre les acides phosphorique et phosphoreux, qu'entre ceux sulfurique et sulfureux ; et cela provient

vraisemblablement de la plus grande affinité du phosphore pour l'oxigène. Les élémens de l'acide sulfureux sont beaucoup moins étroitement unis que ceux de l'acide sulfurique, et c'est par cette raison qu'il peut être décomposé par beaucoup de substances qui n'ont aucune action sur ce dernier acide; c'est peut-être aussi à cette foiblesse d'intimité d'union que l'acide sulfureux doit la permanence de sa forme élastique. Il convient d'observer que beaucoup de substances telles que le phosphore, le mercure etc., ont la propriété de convertir l'acide sulfurique en acide sulfureux, et que les composés qui en résultent sont absolument de même nature que s'ils avoient été formés par un soutien de combustion, mais il faut beaucoup de chaleur pour que l'action soit produite.

[*Oxigène avec les métaux.*] 4. L'oxigène a la propriété de s'unir dans des doses diverses avec tous les métaux, mais les composés auxquels cette union donne lieu, sont toujours solides. Dans ces combinaisons alors c'est le corps solide qui conserve son état tandis que le gaz oxigène perd le sien. Il faut attribuer cet effet à la très-grande force de cohésion qui retient toutes les particules métalliques unies entre elles. Il n'est pas douteux que

cette force ne soit affoiblie par la combinaison de l'oxigène, mais elle n'est pas détruite. Il est probable que les atômes des métaux sont incomparablement plus denses que ceux des autres corps.

L'examen de la composition des oxides métalliques est loin d'être assez avancé pour qu'il nous soit possible de leur appliquer avec beaucoup d'avantage l'hypothèse de Dalton. Il seroit facile, en effet, en considérant les atômes d'oxigène comme pouvant être unis à volonté à un atôme d'un métal quelconque, de trouver les nombres qui correspondroient à la table que nous avons précédemment donnée de la composition de ces oxides; car dans tous ceux des oxides métalliques qui ont été analysés avec soin, la proportion d'oxigène augmente assez régulièrement. C'est ce qu'on peut voir par la table qui suit dans laquelle la proportion de l'oxigène uni à un poids donné dn métal est établie numériquement.

Proportion d'oxigène.

Platine.

	Proportion d'oxigène.
Protoxide	1
Peroxide.	2

	Proportion d'oxigène.
Mercure.	
Protoxide	1
Peroxide.	2
Cuivre.	
Protoxide.	1
Peroxide.	2
Fer.	
Oxide noir	2
Peroxide.	3
Etain.	
Oxide gris.	2
Peroxide.	3
Plomb.	
Oxide jaune.	2
Oxide rouge	3
Peroxide.	6
Zinc.	
Protoxide	1
Peroxide	2
Antimoine.	
Oxide blanc.	3
Peroxide	4
Arsenic.	
Oxide blanc	3
Acide arsenique	5
Manganèse.	
Oxide blanc	2
Oxide rouge.	3
Peroxide	5

De tous les oxides métalliques ce sont ceux formés par la combustion dont la composition est la plus intime, et la plus difficile à détruire. Ce sont des produits parfaits de combustion, semblables, sous beaucoup de rapports, à ceux des combustibles simples. En supposant ces oxides composés d'un atôme du métal et de deux atômes d'oxigène, ainsi que le sont les produits des combustibles simples, on pourroit alors déterminer la densité d'un atôme de chacun des métaux. Tous ceux des oxides qui, dans la table précédente, portent le nombre 2, sont formés par la combustion. En admettant la supposition, les nombres affectés aux autres oxides indiqueroient les atômes d'oxigène qui y sont unis à un atôme du métal, et suivant cette hypothèse, on auroit la densité d'un atôme de chaque métal ainsi qu'il suit, en supposant celle d'un atôme d'oxigène = 6.

Densité des métaux.

Métaux.	Densité.
Plomb	150
Mercure	120
Antimoine	80
Platine	80
Cuivre	48
Etain	48
Zinc	48
Manganèse	48
Arsenic	54.5
Fer	32.4

Les métaux diffèrent des combustibles simples par la propriété qu'ils ont de s'unir à des doses additionnelles d'oxigène après s'être formés avec ce principe dans leur état de combinaison la plus intime. Ces nouveaux composés retiennent l'oxigène avec beaucoup moins d'énergie que ceux que nous venons de considérer. Ils se rapportent à cet égard à l'azote qui se combine avec plus d'oxigène qu'il n'en existe dans le gaz nitreux, corps qui est de la plus difficile décomposition. L'oxigène contenu dans toutes ces nouvelles combinaisons métalliques y est dans un état à pouvoir entretenir la combustion. C'est d'elles qu'on retire ordinairement ce principe.

On ne s'est pas assuré si cette propriété est commune à tous les métaux; le fer, le manganèse, et l'étain la possèdent au degré le plus remarquable ; ils absorbent même l'oxigène de l'atmosphère. Dans le plomb, l'arsenic, et probablement encore dans l'antimoine elle est aussi très-énergique.

Plusieurs des métaux peuvent également s'unir à des doses d'oxigène moindres que celle qu'ils absorbent pendant la combustion. Ces combinaisons sont moins intimes, leur caractère n'est pas aussi marqué, leur tendance à la combinaison avec d'autres corps est beaucoup plus foible, et ils sont de nature moins permanente que les composés provenant de combustion ; on n'a pas reconnu quel est l'état de l'oxide qu'ils contiennent, mais il paroît qu'ils ont quelque ressemblance avec les oxides combustibles.

[*Gaz hydrogène avec les solides simples.*]
5. Quelque considérable que soit l'affinité qui existe entre l'hydrogène et les trois combustibles simples, il ne se produit cependant d'union entre le gaz et ces corps mis en contact, que dans les cas seulement où la cohésion des solides est détruite, ou que le fluide élastique est à l'état naissant ; ce qui nous prouve que ce sont la force de cohésion

des solides et l'élasticité du gaz qui empêchent la combinaison. Le calorique ne détruisant pas la cohésion du carbone, l'union de ce corps avec l'hydrogène ne peut être produite par la chaleur; mais Gengembre trouva qu'en tenant le soufre et le phosphore à l'état de fusion dans le gaz hydrogène, il y a combinaison. C'est principalement cependant par la décomposition de l'eau que ces combinaisons ont lieu.

Toutes les combinaisons connues de l'hydrogène avec un combustible simple sont des gaz, excepté une seule, l'hydrogène sur-sulfuré, qui est liquide, mais qui se convertit facilement en vapeur. C'est l'effet de la grande élasticité du gaz hydrogène. Aucun des autres fluides élastiques, ne peut lui être comparé sous ce rapport. Les atômes dont il est composé doivent être plus petits, et les distances entre eux plus grandes que dans tout autre gaz quelconque. Il s'ensuit qu'il oppose une résistance plus forte aux affinités, dont l'effet seroit de le condenser en un solide ou en liquide, et qu'il est toujours disposé à reprendre son élasticité.

L'hydrogène se combine dans deux proportions avec le carbone et le soufre. Il est probable aussi qu'il s'unit à deux doses de

phosphore, au moins ne seroit-il guère possible de rendre autrement compte d'une manière satisfaisante de la grande différence qui existe par fois dans les propriétés de l'hydrogène phosphuré. En appliquant à ces composés l'hypothèse de Dalton, on peut les considérer comme formés de deux atômes d'hydrogène unis à un atôme du solide, et d'après cela on établira ainsi qu'il suit leurs symboles, de même que la densité d'un atôme de chacun d'eux.

Constituans.

		Densité.
⊙⊕	Gaz oléfiant	5.4
⊙⊕⊙	Hydrogène carburé	6.4
⊙◍	Hydrogène sur-phosphuré .	9
⊙◍⊙	Hydrogène phosphuré. . .	10
⊙⊖	Hydrogène sur-sulfuré. . .	16
⊙⊖⊙	Hydrogène sulfuré	17

Comparons cette hypothèse avec l'analyse que nous connoissons de composés semblables.

Par celles de Henry et de Cruikshanks, l'hydrogène carburé contient au plus 13.4 en poids de carbone, et 5.2 d'hydrogène. D'après cette évaluation la densité de deux atômes d'hydrogène, est à celle d'un atôme de carbone :: 52 : 134 ou :: 1 : 2.5, et la densité d'un atôme d'hydrogène est à celle d'un atôme

de carbone :: 1 : 5, résultat qui diffère peu de la densité du carbone, trouvée par l'analyse de l'acide carbonique.

On voit par les expériences des chimistes hollandais et de Henry, que le gaz oléfiant est composé de 23.3 au plus de carbone en poids et de 5.48 d'hydrogène; ainsi un atôme d'hydrogène seroit à un atôme de carbone :: 548 : 2330 ou :: 1 : 4.25; ce qui se rapproche encore de plus près de la densité du carbone par l'analyse de l'acide carbonique. Le terme moyen de ces deux estimations 4.6 est très-probablement la proportion la plus approximativement exacte.

On ne connoît encore que trop imparfaitement les combinaisons du soufre et du phosphore avec l'hydrogène, pour en établir la comparaison avec les résultats obtenus de l'analyse des acides sulfurique et phosphorique. Celle que Thenard a faite de l'hydrogène sulfuré ne correspond nullement avec la notion, que ce gaz contient deux atômes d'hydrogène et un atôme de soufre, la densité du soufre se déduisant de la constitution de l'acide sulfurique; mais plusieurs circonstances rendent douteuse l'exactitude des résultats de cette analyse. Il est difficile de concevoir comment l'hydrogène sulfuré pourroit être complètement

décomposé par un acide, et son soufre acidifié sans quelque perte; et toute cette perte devant être attribuée à l'hydrogène, elle augmenteroit considérablement la proportion qu'on en obtient par une semblable analyse. Il résulte en outre d'une expérience de Davy, dont nous avons déja eu occasion de parler, que la proportion de l'hydrogène dans l'hydrogène sulfuré peut n'être pas prise en considération comparativement à celle du soufre, car il trouva que la conversion en acide sulfurique et en eau, des parties constituantes de l'hydrogène sulfuré, exigeoit précisément le double de la quantité de gaz nitreux nécessaire pour produire le changement en acide sulfureux et en eau, de ces mêmes élémens.

[*Composition de l'éther.*] Nous voyons par l'analyse que Cruikshanks a faite de l'éther, que c'est, comme les gaz que nous venons de considérer, un composé d'hydrogène et de carbone; et comme il contient plus de carbone que le gaz oléfiant, on doit le regarder, suivant l'hypothèse de Dalton, comme formé de deux atômes de carbone, et d'un atôme d'hydrogène; son symbole alors sera ⊕⊙⊕. L'analyse que nous en avons précédemment donnée ne se trouve point d'accord avec cette composition; mais dans les résultats qu'on en

avoit obtenus, il n'avoit point été fait de correction pour raison de la température, parce que Cruikshanks n'avoit point spécifié celle à laquelle ses expériences avoient été faites. Elles ont été répétées depuis par Dalton, et d'après le compte qu'il en rend, l'analyse avec les rectifications convenables s'accorde de très-près avec la supposition que l'éther est composé de deux atômes de carbone, et d'un atôme d'hydrogène. On doit donc le considérer comme contenant plus de huit parties en poids de carbone sur une d'hydrogène. La densité d'un atôme d'éther sera de 9.8.

Ainsi l'hydrogène et le carbone s'unissent en trois proportions, et de cette union résultent, savoir ; un composé binaire, *le gaz oléfiant*, et deux composés ternaires, *l'hydrogène carburé*, formé de deux atômes d'hydrogène et d'un atôme de carbone, et l'*éther* consistant en deux atômes de carbone, et un atôme d'hydrogène. On reconnoît dans ces trois corps l'effet progressif du carbone ; à mesure que sa proportion augmente, la pesanteur spécifique du composé devient plus considérable, et son élasticité diminue de manière que le dernier de ces corps n'est plus un gaz, mais une vapeur. Le gaz oléfiant semble être celui de ces trois corps dont la combinaison

est la plus intime; il n'a éprouve, ainsi que l'hydrogène carburé aucun effet quelconque de l'action du calorique, l'éther seul étant chauffé au rouge est décomposé, et converti en gaz oléfiant, en hydrogène carburé et en charbon.

L'hydrogène sulfuré est la plus intime des combinaisons du soufre, et de l'hydrogène. Une chaleur rouge ne le décompose pas. L'hydrogène sur-sulfuré résulte de l'union directe de l'hydrogène sulfuré et du soufre; mais elle ne peut avoir lieu qu'autant que la force ordinaire de cohésion entre les molécules de cette dernière substance est détruite. Lorsque le soufre et l'hydrogène sulfuré étant combinés avec un alcali, sont subitement séparés de cette combinaison par un acide, ils s'unissent l'un à l'autre à l'instant de leur dégagement. C'est la méthode qui réussit le mieux pour obtenir l'hydrogène sur-sulfuré.

[*Formation de l'hydrogène sulfuré.*] C'est pendant la décomposition de l'eau par l'action composée d'un acide et d'un métal uni au soufre, que se forme ordinairement l'hydrogène sulfuré. Dans ce cas, tout concourt à faciliter la combinaison; l'hydrogène est naissant, et le soufre au moment de sa séparation d'avec le métal n'est point restreint dans sa tendance à la combinaison par la cohésion

produit de combustion, tandis que l'oxide est un combustible. On serait porté à penser qu'il n'y a que la portion de carbone prise en plus qui soit susceptible de combustion, s'il étoit possible de rendre raison de la diminution de pesanteur spécifique par une toute autre supposition que celle de l'union d'une dose additionnelle de calorique.

[*Gaz ammoniaque et charbon.*] Le second exemple est à-peu-près semblable ; Schéele reconnut, ce qui a été vérifié depuis par les expériences de Clouet et autres chimistes français, qu'en faisant passer le gaz ammoniaque à travers du charbon rouge de feu, il y a formation d'acide prussique, et Berthollet a fait voir que cet acide est un composé d'azote, d'hydrogène et de carbone ; il doit donc résulter de l'union directe de l'ammoniaque avec le carbone. Une chaleur rouge décompose l'ammoniaque, mais la présence du carbone semble être un obstacle à la décomposition et rendre l'ammoniaque capable d'entrer dans une combinaison de nature plus intime. Quelques chimistes ont supposé que l'acide prussique contient l'oxigène comme partie constituante, mais la très-haute température à laquelle l'union s'opère rend cette supposition invraisemblable, car à une

température aussi élevée l'oxigène s'unit toujours séparément par la combustion avec le carbone ou l'hydrogène, à moins qu'on ne suppose qu'avant son union l'oxigène se trouvoit dans cet état de combinaison qui constitue un produit; mais dans le cas dont il s'agit, il n'y a pas de produit. On ne peut attribuer la formation de l'acide prussique à la présence de l'eau, car les expériences de Richter et de Bucholz ont prouvé qu'elle l'empêche et même qu'elle en occasionne la décomposition. L'acide prussique semble donc être alors un composé triple d'un atôme d'hydrogène, d'un atôme d'azote et d'un atôme de carbone. Son symbole sera ⊙⦶ (sur ⊕) et la densité d'un de ses atômes 10.4.

[*Acide oxiprussique.*] Berthollet a fait voir qu'en traitant l'acide prussique avec l'acide oximuriatique, il se combine avec l'oxigène, et forme un nouveau composé qu'il a appelé acide oxiprussique. Par la moindre chaleur cet acide se résout en ammoniaque et en acide carbonique. Il en résulte que sa composition est évidente; deux atômes d'oxigène doivent s'être combinés avec chaque atôme d'acide prussique en le rendant ainsi un composé quintenaire, dont le symbole sera ⊙⦶ (sur ○⊕○). Il

paroît que l'union entre ces élémens n'est que très-foible, mais la chaleur les fait se combiner intimement en ammoniaque et en acide carbonique qui s'unissent réciproquement. La circonstance la plus remarquable de cette combinaison c'est le changement d'un oxide combustible en acide carbonique, sans combustion.

Le troisième exemple consiste dans la combinaison de l'hydrogène sulfuré et du soufre, et la formation de l'hydrogène sursulfuré lorsque l'hydrogène sulfuré et le soufre sont dégagés en même tems l'un et l'autre d'un alcali.

La propriété qu'a le gaz hydrogène sulfuré de dissoudre le phosphore, constitue le quatrième exemple.

On sait que l'alcool est un composé d'oxigène, d'hydrogène et de carbone. La combustion de sa vapeur prouve que la proportion du carbone y est très-considérable. Sa formation résulte ordinairement de l'action qu'exercent réciproquement l'un sur l'autre le gluten et ce qu'on appelle la matière sucrée. Il peut être converti par la chaleur en divers fluides élastiques composés, quoique cependant on n'ait jamais pu le former artificiellement en les réunissant ensemble. On a été d'opinions

diverses relativement à la composition de ce fluide; Dalton le considere comme formé de trois atômes de carbone, deux d'hydrogène et un d'oxigène, et pouvant par conséquent être représenté par le symbole ⊕○⊕ ⊙⊕⊙ : il se fonde à cet égard sur ce qu'en faisant passer ce liquide à travers un tube rouge de feu, il peut être converti en oxide de carbone et en gaz oléfiant; cette conversion ne m'a jamais réussi, il y a toujours eu dépôt d'une huile fétide. On ne peut dans l'état actuel de la science établir de conjectures sur la composition des acides combustibles, et encore moins sur celle des substances animales et végétales en genéral, quoique cependant beaucoup de ces corps puissent être soumis à l'analyse chimique.

CHAPITRE III.

Des liquides.

Il a été suffisamment reconnu que l'état de la plupart des corps dépend de la température; que les solides peuvent être convertis en liquides en les chauffant, et les liquides en

solides en les refroidissant. Cet état de solidité ou de liquidité influe considérablement sur la combinaison des corps entre eux. A la température ordinaire de l'atmosphère, certains corps sont constamment solides et d'autres toujours liquides. Comme c'est ordinairement à cette température qu'on en fait usage, c'est d'elle qu'ils ont reçu leur dénomination caractéristique; ainsi on n'appelle corps liquides que ceux qui le sont à la température moyenne de l'air. Après avoir présenté d'abord dans ce chapitre quelques remarques préliminaires sur la constitution des liquides, nous y considérerons jusqu'à quel point l'état de liquidité peut affecter l'union de ces corps entre eux et avec les solides. Le sujet se divise ainsi en trois objets principaux, dont il sera traité dans chacune des trois sections suivantes :

1. La constitution des liquides.
2. La combinaison des liquides entre eux.
3. La combinaison des liquides avec les solides.

SECTION PREMIÈRE.

De la constitution des liquides.

[*Définition.*] Un corps *fluide* est, suivant Newton, celui dont les parties cèdent à toute force quelconque qui leur est imprimée, quelque foible qu'on la suppose, et se meuvent ainsi facilement et librement entre elles (1). On a fait des objections contre cette définition; mais on ne lui en a pas substitué de meilleure. Les fluides ont été partagés en deux classes; dans la première on a rangé ceux qui sont *élastiques*, ou qui diminuant de volume en raison de la pression qu'ils éprouvent, le reprennent aussitôt dès que cette force cesse d'agir sur eux. La seconde classe se compose des fluides *non élastiques*, ou de ceux dont le volume ne diminue pas sensiblement par la pression. On a appelé *airs* ou *gaz* les fluides de la première classe et on a donné le nom de *liquides* à ceux de la seconde.

---

(1) *Fluidum est corpus omne, cujus partes cedunt vi cuicumque illatæ, et cedendo facile moventur inter se. Principia*, lib. 2, sect. 5.

1. Ainsi donc un *liquide* est un fluide qui ne manifeste pas sensiblement d'élasticité, dont les parties obéissent à la plus légère impression, et se meuvent entre elles; mais nous ne connoissons pas de corps qui soit parfaitement liquide. Les molécules de tous ceux de cette nature opposent une résistance sensible à une force qui les presse, ou ont un certain degré de *viscosité*.

[*Cause de fluidité.*] On a fait peu de progrès dans la recherche de la cause réelle de fluidité. Quelques physiciens ont supposé que les atômes des liquides consistent dans des sphères d'une ténuité extrême, parfaitement polies : mais cette hypothèse ne suffiroit pas seule pour rendre raison des propriétés mécaniques des liquides. D'autres ont considéré la différence qui existe entre les solides et les liquides, comme provenant de ce que les molécules de ces derniers corps sont toujours en mouvement, tandis que celles des corps solides sont constamment en repos; mais cette opinion ne s'accorde pas davantage avec les phénomènes.

Il est bien évident, qu'à raison de la facilité avec laquelle les molécules des liquides se meuvent entre elles, ces corps ne doivent éprouver que peu ou point de résis-

tance de la part de leurs propres molécules; tandis que la propriété que toutes ces molécules ont de se réunir en gouttes, démontre qu'elles agissent les unes sur les autres, et qu'elles s'attirent. Il s'ensuit, que la forme de ces molécules doit être telle qu'elles puissent se mouvoir librement entre elles sans qu'il en résulte d'altération dans leur action réciproque; ou, ce qui est la même chose, dans leur distance relative entre elles. Or il a été prouvé en mathématiques que cette propriété appartient aux sphères. On en a donc dû conclure, que les molécules des liquides sont de forme sphérique, et que la viscosité résulte du défaut de sphéricité parfaite.

2. Les propriétés mécaniques les plus importantes des liquides dépendent de cette mobilité de leurs molécules, en vertu de laquelle elles propagent la pression dans tous les sens; mais la considération de ces propriétés appartient à la science de l'hydrostatique et de l'hydraulique.

[*Cohésion des liquides.*] 3. Il y a cohésion entre les molécules des liquides, comme entre celles des solides, et cette force varie considérablement dans différens liquides. C'est ainsi que la cohésion du mercure est beaucoup plus

considérable que celle de l'eau. Si cette cohésion entre les molécules des liquides ne s'oppose point à leur séparation comme elle produit cet effet à l'égard de celles des solides, c'est qu'à raison de la mobilité de ces molécules sans aucun changement dans leurs distances relatives, elles obéissent à l'action de la gravitation, en glissant les unes sur les autres de manière que le nombre de celles qui supportent la cohésion, diminue continuellement jusqu'à ce qu'il devienne trop foible pour résister à la force opposante. La force de cohésion des liquides n'empêchant pas le mouvement des molécules dont ils sont composés, elle n'est point un obstacle à la combinaison de ces corps avec d'autres, à moins seulement que l'effet de cette combinaison ne fût d'altérer les distances relatives des molécules du liquide, ou la forme de ces molécules.

[*Les liquides sont compressibles.*] 4. Quoique les liquides ne soient pas sensiblement comprimés, comme les gaz, par l'application d'une force extérieure ou par leur propre poids, on s'est cependant assuré qu'ils éprouvent une certaine diminution de volume qui peut être rendue appréciable au moyen d'un appareil convenable. Dans une suite d'expériences sur ce sujet, M. Canton trouva que les liquides

soustraits à la pression de l'atmosphère éprouvoient une certaine expansion et qu'ils étoient proportionnellement comprimés lorsque cette pression atmosphérique étoit doublée. La table qui suit indique l'augmentation de volume qu'éprouvent plusieurs liquides essayés par ce savant, lorsque la pression de l'atmosphère est soustraite en les plaçant dans le vide, ou lorsqu'ils sont soumis à la pression d'une atmosphère double (1).

Mercure................	0.000003
Eau de mer............	0.000040
Eau de pluie...........	0.000046
Huile d'olive...........	0.000048
Alcool.................	0.000066

Ces expériences sont susceptibles sans doute de quelques objections, mais tout considéré il seroit difficile d'en expliquer les résultats sans supposer la compressibilité des liquides, lorsque, sur-tout, Zimmerman en a obtenu de semblables de quelques-unes des expériences qu'il a répétées en opérant d'une manière différente.

5. Les liquides pris individuellement sont

(1) Phil. Trans. LII et LIV; et Cavallo, *natural philosophy*. II. 238

en grand nombre, mais comme beaucoup d'entre eux constituent des classes de corps qui jouissent de propriétés semblables, on peut les considérer collectivement et sous ce point de vue ils sont peu nombreux. On a formé la table suivante de la liste de tous les liquides rangés dans l'ordre de leur composition.

Liste des liquides.

I. Simple.

1. Mercure.

II. Composés.

a. Gaz simples combinés.

2. Eau.
3. Acide nitrique.

b. Gaz avec base solide.

4. Acide sulfurique.
5. Alcool.
6. Ethers.
7. Huiles volatiles.
8. Huiles fixes.
9. Pétrole.
10. Sur-sulfure d'hydrogène.
11. Oximuriate d'étain.

c. Solides combinés.

12. Phosphure de soufre.
13. Carbure de soufre.

6. En excluant le mercure de cette liste, alors tous les liquides connus seroient des composés. Les différences entre leurs pesanteurs spécifiques seroient aussi très-peu considérables comparativement à celles qui existent entre les gaz et les solides. On a établi dans la table qui suit les pesanteurs spécifiques respectives des liquides à la température de 15°.55 centigr. celle de l'eau étant supposée = 1.000.

Leurs pesanteurs spécifiques.

Liquides.	Pesanteur spécifique.
Eau..................	1.000
Ethers, de...........	0.632 à 0.900
Pétrole, de..........	0.730 à 0.878
Huiles volatiles, de....	0.792 à 1.094
Alcool...............	0.794
Huiles fixes, de.......	0.913 à 0.968
Hydrogène sur-sulfuré..	»
Acide nitrique.........	1.583
Acide sulfurique.......	1.885
Phosphure de soufre...	»
Oximuriate d'étain.....	»
Mercure.............	13.568

7. Cette différence dans la pesanteur spécifique des liquides doit provenir de celle qui peut exister soit dans la densité des atômes dont ces liquides sont formés, soit dans la

distance entre eux des atômes qui constituent chaque liquide. Elle est probablement due à l'une et à l'autre de ces causes, mais c'est la dernière qui agit le plus puissamment.

[*Densité de leurs atômes.*] De l'hypothèse de Dalton concernant la combinaison des atômes, on peut déduire la densité des atômes de plusieurs de ces liquides. On représentera suivant cette hypothèse, leur composition, par les symbôles qui suivent, et par les nombres la densité de chacun d'eux.

Constituans.		Densité.
⊙○	Eau......................	7
⊕⊙⊕	Ether sulfurique............	9.8
⊙⊕⊙ ⊕○⊕	Alcool....................	21.2
⊙⊜	Hydrogène sur-sulfuré.......	16
○⦶○	Acide nitrique..............	17
○⊜○	Acide sulfurique............	27
⦶⊜⦶	Phosphure de soufre.........	31
	Oximuriate d'étain..........	»

8. Il a été démontré que les molécules des liquides doivent leur état de fluidité à leur combinaison avec le calorique, et qu'elles sont toutes des composés du calorique avec une base solide. Ces molécules différent essentiellement de celles des gaz en ce qu'elles manquent de cette élasticité que produit la répulsion

mutuelle qui existe entre les molécules des gaz. Celles des liquides, au lieu de se repousser ont entre elles une certaine cohérence qui s'oppose à leur plus grande séparation. Cette force de cohésion est en rapport avec la densité des liquides et la difficulté de les convertir en vapeurs, et elle semble en effet dépendre de ces deux choses. On peut concevoir avec Boscovich que les atômes des liquides sont placés dans la limite entre l'attraction et la répulsion; les distances qui les séparent sont tellement réglées que ces deux forces agissant à la fois sur eux par l'effet de l'action augmentée ou diminuée du calorique combiné se contrebalancent l'une et l'autre, tandis que la forme de ces atômes est telle qu'ils peuvent se mouvoir librement entre eux sans altération dans ces distances, et c'est ce qui constitue réellement leur état de fluidité.

La plupart des liquides contiennent l'*eau* comme ingrédient et c'est par elle aussi que beaucoup de corps solides sont rendus liquides, mais on n'a pas prétendu que la présence de l'eau fût essentielle à la fluidité ainsi qu'on l'a fait relativement à l'état gazeux des corps.

SECTION II.

De l'action des liquides entre eux.

L'action que produit le mélange des corps liquides varie selon la nature des substances qui le composent. 1. Quelques-uns *se dissolvent* entre eux dans toute proportion quelconque; ainsi que cela arrive à l'égard du plus grand nombre des gaz, lorsqu'on les mêle ensemble. 2. Quelques-uns s'unissent dans de certaines proportions déterminées. 3. D'autres qui ne paroissent avoir aucune action sensible les uns sur les autres, se séparent de nouveau après leur mélange, quelqu'exact qu'il soit. 4. Enfin il en est qui se décomposent réciproquement. Nous allons considérer ces différens modes d'action.

[*Liquides qui peuvent être mêlés en toute proportion.*] Les liquides qui peuvent se mêler ensemble en toute proportion, et qui une fois que ce mélange est opéré ne peuvent plus se séparer spontanément, sont; savoir :

L'eau avec...........	l'alcool. l'acide nitrique. l'acide sulfurique.
L'alcool avec..........	l'éther.
L'acide sulfurique avec..	l'acide nitrique.
Les huiles fixes avec..	le pétrole. les huiles volatiles. les huiles fixes.
Les huiles volatiles avec	le pétrole. les huiles volatiles.

2. Lorsque ces liquides sont mis en contact, ils se pénètrent mutuellement, peu-à-peu et lentement, et à la longue chacun d'eux se distribue également à travers le mélange, de manière qu'en en prenant une portion quelconque on la trouvera contenir des proportions égales des liquides ainsi mêlés. La différence de pesanteur spécifique n'est point un obstacle à ce mélange uniforme quoiqu'elle influe considérablement sur la durée de tems nécessaire pour qu'il s'opère complètement. Si c'est le liquide le plus dense qui se trouve placé au-dessus des autres, le mélange est très-prompt; il sera excessivement lent s'il est au-dessous; il pourra, dans beaucoup de circonstances, s'écouler des semaines ou même des mois avant qu'il se soit entièrement effectué. L'agitation produit en quelques minutes un mélange sensiblement

égal, quoiqu'il y ait lieu de croire qu'il n'est pas d'abord aussi intime qu'il le devient par la suite. C'est ce qu'indique l'opacité partielle ou le trouble de la liqueur à l'instant du mélange de l'eau avec l'alcool, de l'eau avec l'acide sulfurique. On a même avancé que la densité d'un mélange d'acide sulfurique et d'eau augmentoit un peu après avoir été gardé pendant quelques jours ; mais je ne me suis point apperçu que cet effet eût lieu sur deux liquides bien agités en les mêlant, quoique ma balance soit assez délicate pour indiquer une augmentation d'un 0.000005.

[*Le mélange forme un composé homogène.*]
3. Le mélange de deux liquides, une fois qu'il est complètement opéré, soit par l'agitation, soit par un long contact, présente tous les caractères d'un composé homogène, et ces liquides ne peuvent plus être ensuite séparés l'un de l'autre. Cette loi générale n'est pourtant pas sans quelques exceptions, quoique je présume qu'elles ne sont qu'apparentes. Lorsqu'on met des *esprits* ordinaires dans de grands vaisseaux, il est bien connu que la portion du liquide qui se trouve à la partie supérieure du vaisseau est souvent d'une pesanteur spécifique moindre que celle qui est vers le fond. Si, dans le vaisseau, on met une boule de verre

souflée d'une pesanteur spécifique à-peu-près égale à celle de l'esprit qu'il contient, elle s'arrête toujours à une certaine profondeur particulière dans le liquide, d'où il s'ensuit que la portion au-dessus de la boule est plus légère tandis que celle au-dessous est plus pesante. On ne s'est pas bien exactement assuré si cette différence dans la pesanteur spécifique a lieu lorsque les esprits ont été bien agités; je ne l'ai pas remarquée dans de l'alcool fort. S'il se fait toujours une séparation semblable dans l'alcool foible, elle indique une disposition dans ce liquide à ne s'unir à l'eau que dans de certaines proportions. On assure l'avoir aussi observée dans l'acide sulfurique: je présume que c'étoit dans de l'acide sulfurique du commerce qui tient toujours en dissolution, ou plutôt en suspension, des substances salines qui se rassemblent souvent en quantités sensibles au fond d'un grand vaisseau rempli de cet acide.

[*L'union des liquides est accompagnée de chaleur et de condensation.*] 4. L'union des liquides entre eux n'a jamais lieu sans dégagement de calorique et il en résulte constamment un certain degré de condensation, car la pesanteur spécifique du mélange est toujours plus considérable que celle moyenne des deux li-

quides séparément. Il y a production très-considérable de chaleur par le mélange de l'eau avec les acides sulfurique, ou nitrique de même que par celui de ces acides entre eux. Le dégagement de calorique est très-sensible aussi lorsqu'on mêle de l'alcool et de l'eau, mais dans les autres cas on ne l'a pas observé. L'effet de la condensation semble être inséparable de celui du calorique dégagé quoique d'après les expériences faites jusqu'à présent il ne paroisse pas que ces effets soient proportionnels l'un à l'autre; ils varient suivant les quantités des liquides mêlés.; mais on a trouvé que lorsqu'elles sont égales la condensation des mélanges est toujours plus grande, tandis qu'il n'en est pas de même à l'égard du calorique dégagé. Ainsi c'est dans la proportion d'une partie d'eau sur quatre d'acide sulfurique que le mélange de ces deux liquides produit le plus de chaleur.

La table qui suit présente l'indication de l'augmentation de densité de mélanges, dans des proportions diverses en poids, d'acide sulfurique de 2.00 de pesanteur spécifique et d'eau, calculée par Kirwan d'après ses propres expériences.

Condensation de mélanges d'acide sulfurique et d'eau.

Acide sulfurique.	Eau.	Augment. de densité.
5	95	0.0252
10	90	0.0679
15	85	0.0679
20	80	0.0856
25	75	0.0999
30	70	0.1119
35	65	0.1213
40	60	0.1279
45	55	0.1319
50	50	0.1333

On voit par cette table que par un mélange à parties égales d'acide sulfurique et d'eau la densité est augmentée des 0.13. Kirwan s'est également assuré que des proportions égales d'eau et d'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1.5543, mêlés ensemble produisent un accroissement de densité égale aux 0.083, du poids total des liquides. Suivant Lowitz, la pesanteur spécifique d'un mélange d'eau et d'alcool pur, à poids égaux, est 0.917 lorsqu'elle ne devroit être que de 0.886, et que par conséquent il y a augmentation de densité des 0.036 environ du tout. Cet accroissement de densité est probablement plus considérable encore

dans un mélange d'alcool et d'éther ; mais on n'a point fait d'expériences exactes sur la détermination de cette condensation non plus que de celles que peuvent produire les mélanges des huiles entre elles et avec le pétrole ou ceux des acides nitrique et sulfurique.

[*Les liquides se dissolvent entre eux.*]
5. Ainsi il paroît que l'union de ces liquides entre eux présente bien réellement tout ce qui caractérise une combinaison chimique. Il y a augmentation de densité, dégagement de calorique, le mélange devient dans toutes ses parties parfaitement uniforme, la séparation des liquides ne peut avoir lieu spontanément, et ne peut être opérée que par des moyens purement chimiques. On doit donc considérer cette union comme un cas d'affinité chimique. Mais comme le changement des propriétés est beaucoup moins sensible dans l'union des liquides entre eux que dans la formation de beaucoup d'autres composés, que la combinaison n'a lieu que lentement, et qu'en général les parties qui la constituent peuvent être de nouveau séparées par la distillation, il est évident que l'affinité en vertu de laquelle ces corps s'unissent est beaucoup plus foible que celle qui produit un grand nombre d'autres combinaisons. C'est par cette raison que Berthollet a désigné cette

affinité par le terme de *dissolution* dont il s'est servi pour désigner une grande variété de combinaisons foibles.

Cette dissolution des liquides les uns par les autres est absolument semblable à celle réciproque des gaz. On pourroit remarquer au premier apperçu qu'elle n'a pas aussi généralement lieu entre les liquides que parmi les gaz, mais il y a cette grande différence entre l'état des gaz et celui des liquides, que la cohésion des molécules de ces derniers corps s'oppose à l'admission des substances étrangères parmi elles, tandis qu'il n'en est pas de même à l'égard des gaz. Il paroît que c'est principalement à cette cohésion qu'est due la différence, et c'est probablement aussi par cette raison que ceux des liquides qui se rapprochent de plus près dans leurs propriétés, se dissolvent plus facilement entre eux.

2. On a formé la table qui suit de la liste des liquides qui ne s'unissent les uns aux autres que dans de certaines proportions.

Liquides qui dissolvent des quantités déterminées d'autres liquides.

Eau avec..........	éther. huiles volatiles. sulfure de carbone. oximuriate d'étain.
Alcool avec........	huiles volatiles. pétrole. hydrogène sur-sulfuré. phosphure de soufre. sulfure de carbone.
Ether avec.........	huiles volatiles. pétrole. sulfure de carbone.
Huiles volatiles avec..	pétrole.

1. Les expériences faites jusqu'à présent sur les dissolutions des liquides par l'eau, l'alcool, l'éther et les huiles volatiles, n'ont été ni assez multipliées, ni assez précises pour nous mettre en état d'établir d'une manière exacte dans quelles proportions elles ont lieu. Il a été cependant reconnu que ces proportions sont limitées et que chaque substance a un degré de solubilité qui lui est particulier.

L'eau, suivant les expériences de Lauraguais, dissout les 0.10 de son volume d'*éther*; mais il y a lieu de croire que la proportion n'en est pas aussi considérable. Il falloit que l'éther

essayé contînt de l'alcool, les chimistes ne connoissant pas encore à l'époque où ces expériences furent faites, le moyen d'opérer la séparation des deux liquides. Or toutes les fois que de l'éther contenant de l'alcool est mêlé avec de l'eau, ce liquide prend une proportion considérable de l'alcool, sans que cela influe en rien sur la solubilité de l'éther.

Les huiles volatiles ne sont solubles qu'en très-petites quantités par l'eau. Elles communiquent leur odeur à ce liquide, mais à peine aucune autre de leurs propriétés.

Quant au sulfure de carbone, il a été placé dans la table sur l'autorité des expériences de Clément et Desormes. Nous ne connoissons pas son degré de dissolubilité.

[*Eau et oximuriate d'étain.*] Il a pu d'abord paroître inutile de comprendre dans la table l'oximuriate d'étain, puisque c'est à l'eau qu'on peut attribuer l'état liquide de ce sel; mais tout porte à juger que la liqueur fumante de Libavius ne contient que très-peu d'eau et que, comme le phosphure de soufre, elle doit son état de liquidité à la nature de la combinaison de ses parties constituantes les unes avec les autres. Aucun autre sel ne lui ressemble parfaitement à cet égard, mais plusieurs autres oximuriates, comme le *beurre d'antimoine*, etc., s'en

rapprochent de très-près. L'oximuriate d'étain peut s'unir à l'eau en toute proportion ; mais l'eau ne s'unit qu'à une proportion déterminée du sel. Adet s'assura, que lorsqu'on mêle ensemble 22 parties, en poids, de l'oximuriate fumant et 7 parties d'eau, les deux liquides se combinent et forment une masse solide. On peut considérer ces proportions comme étant celles qui constituent la combinaison la plus intime de ces corps. C'est un des cas où l'eau diminue la dissolubilité des corps, par l'augmentation de condensation qu'elle produit ; car l'oximuriate liquide n'est pas aussi volatil que la liqueur fumante. Il y a beaucoup d'exemples de ce genre : c'est ainsi que l'acide nitrique d'une force médiocre est moins volatil que cet acide très-fort.

2. L'alcool dissout les huiles volatiles en quantités considérables ; mais dont la proportion est particulièrement limitée pour chacune d'elles. On ne connoît l'effet de ce liquide que sur le pétrole, dont il ne prend qu'une petite quantité ; les autres substances énoncées dans la table n'y ont été établies que par analogie.

L'éther agit fortement sur les huiles volatiles et sur le pétrole.

3. L'affinité de cette seconde suite de liquides

entre eux semble être plus foible que celle qui existe entre les liquides qui s'unissent en toutes proportions ; car ceux-ci décomposent généralement les premiers. Ainsi en versant dans de l'eau, de l'alcool qui tient une huile volatile en dissolution, la plus grande partie de l'huile se sépare tandis que l'alcool s'unit à l'eau.

Il paroît que c'est la foiblesse d'affinité, réunie à la différence de cohésion des molécules des deux liquides, qui limite la combinaison à de certaines proportions.

[*Liquides qui n'exercent pas d'action sensible entre eux.*] 3. Les liquides qui ne se combinent pas sensiblement dans une proportion quelconque, sont en très-grand nombre ; les plus remarquables dans cette classe sont :

L'eau avec........	le pétrole. les huiles fixes. l'hydrogène sur-sulfuré.
Les huiles fixes avec	l'alcool. l'éther.
Le mercure avec...	l'eau. l'éther. les huiles volatiles. le pétrole. le sulfure de carbone.

L'action réciproque des liquides entre eux a été expliquée d'une manière très-satisfaisante par

Berthollet. Lorsque l'affinité mutuelle de deux liquides n'est pas suffisante pour contrebalancer la résistance qui résulte de la cohésion des molécules, ou de la différence de leur pesanteur spécifique, ces liquides ne peuvent se combiner. Dans ces cas cependant les liquides manifestent quelquefois un certain degré d'affinité, mais elle n'est pas assez forte pour produire la combinaison. Ainsi l'huile se répand sur la surface de l'eau, et y adhère comme l'eau reste à la surface d'un solide qu'elle mouille (1).

[*Les liquides se décomposent réciproquement.*] 4. Lorsqu'un liquide a une affinité marquée pour l'un ou pour un plus grand nombre des principes constituans d'un liquide, dans leur état de séparation, mais sans en avoir pour le liquide lui-même, il arrive souvent, si ce dernier liquide n'est pas très-dense, qu'il le décompose, et qu'il forme, en se combinant avec ses constituans, des composés nouveaux. Les principaux liquides qui se décomposent mutuellement sont:

L'eau par le phosphure de soufre.

L'acide nitrique par tous les liquides, excepté l'eau et l'acide sulfurique.

L'acide sulfurique par tous les liquides, excepté l'eau et l'acide nitrique.

(1) Statique chimique. I. 41.

Le phosphure de soufre décompose l'eau par degrés ; il y a dégagement de gaz hydrogènes sulfuré et phosphuré, et, sans aucun doute, formation d'acides sulfurique et phosphorique. Cette décomposition remarquable, que facilite singulièrement l'élévation de température, semble être l'effet de l'action d'une molécule du phosphure sur deux atômes d'eau à la fois.

Les autres décompositions produites par les acides nitrique et sulfurique sont très-curieuses aussi, mais elles sont toutes trop compliquées pour qu'il soit possible, dans l'état actuel de la science, d'en donner une explication satisfaisante.

[*Action des solides rendus liquides.*] 5. Lorsque des corps solides sont mis à l'état liquide ou par le calorique, ou par tout autre moyen quelconque, ils se comportent entre eux comme les liquides ordinaires ; leur action réciproque est modifiée par le degré d'affinité. Quelques-uns de ces corps ainsi devenus liquides s'unissent en toutes proportions, comme la plupart des métaux, les huiles solides, les résines, etc. Cette union n'a lieu pour d'autres, comme entre l'étain et le fer, entre le plomb et le fer, entre le plomb et l'étain, ainsi qu'entre différens sels, que dans de certaines proportions. Il en est qui, comme le zinc et le

cobalt, le bismuth et le cobalt, refusent de se combiner; et d'autres, tels que le nitrate de potasse et le soufre, le nitrate de potasse et le phosphore, qui se décomposent mutuellement.

Dans ces cas non-seulement l'affinité, mais encore la tendance du nouveau composé, ou de quelques-unes de ses parties constituantes, à prendre l'état solide, influent sur la proportion des ingrédiens qui entrent en combinaison.

Section III.

De la combinaison des liquides avec les solides.

Dans la considération dont nous allons nous occuper, de la combinaison des liquides avec les solides, nous pouvons nous abstenir de parler de quatre de ces liquides, *l'hydrogène sur-sulfuré*, *le sulfure de carbone*, *le phosphure de soufre* et *l'oximuriate d'étain*. L'action trop circonscrite de ces corps, et le défaut d'expériences exactes sur ce qui les concerne, ne nous laissent aucune observation à présenter. Il en est deux autres dont l'action sur un grand nombre de solides est très-énergique; mais comme ce mode d'action est absolument semblable à celui qu'exerce une classe de corps dont nous traiterons dans le chapitre suivant, nous avons pensé qu'il convenoit d'en différer l'examen jusqu'à ce

que nous en soyons venus à considérer particulièrement l'action des acides. Ces deux liquides sont les *acide sulfurique* et *nitrique*. Il n'en reste donc que sept, savoir :

L'eau.
L'alcool.
L'éther.
Le pétrole.
Les huiles volatiles.
Les huiles fixes.
Le mercure.

De ces sept liquides l'eau est celui dont l'action, comme la plus générale, a été étudiée avec le plus de soin. L'action de ce liquide sera donc le premier objet de nos considérations : quelques observations suffiront pour les autres.

[*Eau.*] 1. L'eau a de l'affinité pour un très-grand nombre de corps, et en général sa présence facilite singulièrement l'action des substances les unes sur les autres ; il en résulte que ce liquide est presque toujours d'un emploi indispensable, lorsqu'on a des combinaisons ou des décompositions à opérer artificiellement.

[*L'eau s'unit avec les solides dans deux états.*] 1. L'eau, ainsi qu'on l'a déja observé, a la propriété d'entrer en combinaison avec les corps solides de deux manières différentes. Dans l'une, le composé continue d'être solide, dans l'autre, il devient liquide. Dans la première de ces deux espèces de combinaisons, le solide étant en proportion plus grande que le liquide,

la cohésion de ses molécules n'est pas détruite; dans le second, cette proportion plus considérable étant celle du liquide, il donne au composé l'état de liquidité qui lui est propre.

[1. *Hydrates.*] Proust a distingué les combinaisons de la première sorte par le nom d'*hydrates*. Un hydrate est un composé d'un corps solide et d'eau conservant encore l'état solide. Les corps solides qui sont susceptibles de former cette espèce de combinaison avec l'eau, sont les suivans :

[*Table des hydrates.*] 1. Soufre. L'hydrate de cette substance est une poudre d'un jaune soufre très-pâle qu'on appelle ordinairement *lait de soufre*. On trouve souvent le soufre natif dans cet état.

2. Oxides métalliques. Les hydrates de ces corps sont des poudres remarquables par l'intensité de leurs couleurs ; leur saveur est généralement forte, et les acides ou les dissolutions alcalines agissent aisément sur elles.

3. Les terres. Ces hydrates sont des poudres, et dans quelque cas des cristaux.

4. Les alcalis fixes. Les hydrates de ces substances sont ce qu'on appelle ordinairement les cristaux d'alcalis.

5. Tous les acides qui peuvent être mis à l'état solide, ce qui a lieu pour cette classe

entière de corps à l'exception de 13. Ces hydrates sont ce qu'on désigne ordinairement par la dénomination *d'acides cristallisés*.

6. La classe des sels en totalité. Je ne connois à cet égard aucune exception. Chaque sel, autant qu'on a pu s'en assurer, est susceptible d'union avec l'eau dans un état solide. Les hydrates des sels sont les *cristaux salins* pour ceux des corps de ce genre capables de prendre cette forme, ce sont des poudres ou des masses solides pour ceux qui ne cristallisent pas.

7. Tous les hydrosulfures qui peuvent prendre l'état solide. Leurs hydrates sont les hydrosulfures cristallisés.

8. Un grand nombre de combinaisons terreuses. L'eau existe comme partie constituante dans beaucoup de combinaisons des terres qu'on rencontre dans la nature; mais ces combinaisons ont été jusqu'à présent trop peu examinées, pour que nous puissions nous permettre de donner une liste de semblables hydrates natifs.

9. Savons. L'eau est partie constituante de tous les savons. Il n'est donc pas tout-à-fait exact de dire que le savon se combine avec l'eau et forme un hydrate. Ce corps est lui-même un hydrate, et nous n'avons point de terme pour désigner le savon privé d'eau, s'il est possible qu'un semblable composé existe.

10. Le tannin, et beaucoup de solides animaux et végétaux.

Dans les huit premières classes d'hydrates établies dans cette table, la proportion de l'eau semble être déterminée, ou à-peu-près; mais il ne paroît pas qu'il en soit ainsi à l'égard des deux dernières classes.

[2. *Dissolution.*] On a appelé *dissolution* des corps solides dans l'eau les combinaisons de la seconde espèce que l'eau forme avec ces corps. Les corps que ce liquide dissout ne sont pas en aussi grand nombre que ceux avec lesquels il forme des *hydrates*. Ce sont ceux, à l'exception du soufre, contenus dans la table précédente, la plupart des oxides métalliques, des terres, beaucoup de sels, et presque toutes les combinaisons terreuses. Dans ces combinaisons il y a un minimum de proportion d'eau nécessaire pour opérer la dissolution du solide, mais au-delà de cette quantité indispensable, celle du liquide peut être augmentée à volonté.

[*Explication de l'action de l'eau sur les solides.*] 2. L'action de l'eau sur les corps solides a été expliquée d'une manière très-lumineuse par Berthollet (1). Ce liquide a évidemment de l'affinité pour tous ceux des corps avec lesquels

(1) Statique chimique. I. 35.

il peut se combiner; mais l'affinité est mutuelle; et on peut tout aussi convenablement considérer le solide comme agissant sur le liquide, que d'attribuer cette action au liquide sur le solide. Elle s'exerce réciproquement et dans le même tems; mais, par chacun de ces corps, avec une force qui sera proportionnelle à sa masse. Or une circonstance particulière de l'acion des liquides sur les solides, c'est qu'elle n'a lieu qu'au point de contact, ou au moins tout près de ce point; il importe donc alors fort peu que l'action sur le solide s'exerce par une grande quantité de liquide; ou par celle seulement nécessaire pour se mettre en contact parfait avec le corps, puisque dans l'un et l'autre cas ces points de contact, et par conséquent la sphère d'activité du liquide, sont les mêmes. Lors donc qu'un corps solide est plongé dans un liquide pour lequel il a de l'affinité, l'action est toujours limitée à une très-petite portion de ce liquide, quelle qu'en puisse être la quantité; et il s'ensuit que le liquide n'est pas d'abord capable de détruire la cohésion du solide. Celui-ci s'en imbibe, s'y combine, tandis que de nouvelles portions du liquide viennent en contact et commencent à exercer leur action. Si l'affinité entre le solide et le liquide est foible, la combinaison n'a lieu que jusqu'à ce que la force d'affinité soit telle-

ment diminuée par la quantité d'eau déja unie, qu'elle ne soit plus capable de vaincre celle de cohésion des molécules du solide. Alors ces deux forces restent stationnaires et le composé continue d'être solide. C'est ainsi que par son action sur de tels solides qu'elle ne peut dissoudre, l'eau n'est capable de former qu'un *hydrate*.

S'il existe une grande affinité entre l'eau et le solide, de nouvelles doses de ce liquide continuent de se combiner avec les atômes du solide, et ces atômes sont ainsi de plus en plus loin séparés les uns des autres; mais à mesure que cette distance s'accroît, la force de cohésion va toujours en diminuant, tandis que le liquide, par l'augmentation de sa masse, devient capable d'agir avec une énergie d'autant plus grande. La cohésion du solide sera donc graduellement détruite, ses molécules se trouveront placées à de trop grandes distances les unes des autres, et dispersées également à travers le liquide; et c'est cet effet produit qu'on a appelé la dissolution du solide.

Si on ajoute une nouvelle quantité du solide après qu'une portion en a été dissoute ainsi par le liquide, cette dose additionnelle le sera de la même manière; mais au moyen de cette portion du solide ajouté, les molécules dissoutes se

trouveront rapprochées entre elles dans le liquide, leur masse s'accroîtra relativement à celle du liquide, elles agiront donc avec plus de force sur lui; d'où il s'ensuit que le liquide n'en pourra exercer qu'une plus foible sur les nouvelles portions du solide; et en continuant d'en ajouter ainsi jusqu'à ce que l'action du liquide soit assez affoiblie pour ne pouvoir plus vaincre la force de cohésion du solide, alors il refusera d'en dissoudre davantage toute quantité quelconque. Lorsqu'un liquide, dans sa dissolution d'un solide, est arrivé à ce point, on le dit *saturé* de ce corps. Si on supposoit que la dissolution continuât d'avoir lieu, les molécules du solide dissous se trouveroient rapprochées de si près les unes des autres, que leur force de cohésion l'emporteroit sur celle de l'affinité du liquide pour elles; ces molécules céderoient donc en partie à cette force de cohésion, et il se reformeroit une nouvelle portion du solide. La saturation d'un fluide ne résulte donc pas alors de ce que son affinité pour le solide est satisfaite, mais de ce qu'elle n'est pas supérieure à la force de la tendance à la cohésion des molécules combinées. Or, lorsqu'un liquide est saturé d'un solide, si on parvient, par un moyen quelconque, à enlever une portion de ce liquide, la force de cohésion des molécules

du solide devra reprendre la supériorité ; il en résultera qu'elles s'uniront et formeront de nouveau des corps solides jusqu'à ce que leur nombre dans le liquide soit assez diminué pour que leur attraction mutuelle se trouve encore une autre fois contrebalancée par l'affinité du liquide. C'est ainsi que l'évaporation des liquides donne lieu à la cristallisation des corps qu'ils tiennent en dissolution.

Si l'affinité entre l'eau et le solide n'est pas suffisante pour altérer en aucune manière la cohésion des molécules du solide, il n'y aura point de combinaison de l'eau avec ce corps, elle ne fera que mouiller sa surface ; et si l'affinité de l'eau pour le solide est encore plus foible que celle réciproque des molécules de ce liquide, alors il n'humectera même pas la surface du corps. Telle est, en raccourci, l'explication qu'a donnée Berthollet de l'action réciproque de l'eau et des solides.

3. La combinaison de l'eau avec les corps solides présente les phénomènes ordinaires des combinaisons chimiques : augmentation considérable de densité, et ordinairement dégagement de calorique. C'est dans les hydrates que l'eau semble être à l'état d'union la plus intime ; ces corps sont les plus denses, et il se dégage pendant que leur formation a lieu, une grande

quantité de calorique. La dissolution des hydrates dans l'eau se fait souvent plutôt avec expansion qu'avec condensation. Il y a en conséquence production de froid, et la combinaison du nouveau composé est beaucoup moins intime que celle de l'hydrate avant sa dissolution.

Il a été fait beaucoup d'expériences pour parvenir à déterminer la densité des dissolutions des solides dans l'eau. Mais comme on n'avoit pas toujours observé la distinction entre les solides purs et les hydrates, les résultats n'en sont pas aussi satisfaisans qu'ils auroient pu l'être. Celles faites par le docteur Watson (1) et par Hassenfratz (2), me semblent devoir mériter le plus de confiance. Le docteur Watson répandit d'abord un grand jour sur ce sujet en donnant l'explication de la nature réelle de la dissolution et des changemens de densité qui l'accompagnent. Ses expériences font clairement voir la différence entre les hydrates et les solides purs dans la densité résultant de leur dissolution dans l'eau. On doit à Hassenfratz la série la plus abondante de faits qui ait en-

---

(1) Phil. Trans. 1770, et *chemical essays*. V. 43.

(2) Ann. de chim. XXVII. 116; XXVIII. 3 et 282; XXXI. 284.

core été publiée jusqu'à présent. Il opéra sur des substances pures dans un état déterminé de manière à rendre ses expériences comparables. Il employa généralement des hydrates; mais il a fait voir de la manière la plus évidente la différence qui existe entre les hydrates et les solides purs lorsqu'ils sont dissous dans l'eau. Les faits les plus importans reconnus par ces deux physiciens sont les suivans :

[*Hydrate de chaux.*] 4. Lorsque les corps solides forment un hydrate par leur union avec l'eau, l'augmentation de densité est quelquefois très-considérable, et il se dégage alors une grande quantité de calorique. Hassenfratz essaya cette union de l'eau avec la chaux dans des proportions diverses, et il s'assura de la pesanteur spécifique après chaque addition d'eau. On a formé la table qui suit du résultat de ces expériences curieuses sur trois différens échantillons de chaux variant dans leur pesanteur spécifique. Le poids de la chaux employée étoit toujours 10000.

SÉRIES des expériences.	QUANTITÉ d'eau ajoutée à la chaux.	PESANTEUR spécifique du composé.	PESANTEUR spécifique par le calcul.	DIFFÉRENCE.
Ire.	0......	1.5949...	»	»
	183.....	1.6137...	1.5841...	+ 296
	1620.....	1.4877...	1.5123...	— 246
	3355.....	0.7852...	1.4449...	— 6597
IIe.	0......	1.4558...	»	»
	629.....	1.4819...	1.4292...	+ 527
	1562.....	1.4737...	1.3941...	+ 796
	2500.....	1.4000...	1.3646...	+ 354
	5000.....	0.8983...	1.3038...	— 4055
IIIe.	0......	1.3715...	»	»
	312.....	1.4506...	1.3602...	+ 904
	937.....	1.4781...	1.3397...	+ 1384
	1875.....	0.9727...	1.3128...	— 3401

Ces expériences furent faites en pesant d'abord séparément le composé, puis dans un flacon rempli de mercure; le poids du mercure déplacé donnoit le volume du composé. Les premiers

nombres dans chacune des séries indiquent la pesanteur spécifique de la chaux employée. On voit par ces tables que les premières additions d'eau augmentent réellement la pesanteur spécifique de la chaux, et que par conséquent elle a dû diminuer de volume par la combinaison. La troisième colonne indique la pesanteur spécifique qui seroit résultée de la combinaison de l'eau avec la chaux, si elle avoit eu lieu sans aucun changement quelconque dans la densité. La dernière colonne présente l'excès de la pesanteur spécifique réelle sur celle déduite du calcul, ou sa diminution. Ainsi, il paroît que l'hydrate de chaux est spécifiquement plus pesant que la chaux pure. La densité diminue comme la proportion de l'eau augmente, jusqu'à ce qu'à la fin le composé, réduit à l'état d'une poudre fine et humide, devienne plus léger que l'eau.

[*Hydrate d'alun.*] L'alun fournit un autre exemple satisfaisant de l'intensité de cette espèce de combinaison, qu'on a désignée par le nom d'hydrate. L'hydrate d'alun n'est autre chose que le sel en cristaux. Dans cet état sa pesanteur spécifique, ainsi que l'a déterminé Hassenfratz, est 1.7065; mais lorsque le sel a été dépouillé de son eau par la calcination, cette pesanteur spécifique est réduite à 0.4229, et par conséquent la densité est devenue quadruple

par la combinaison avec l'eau. On trouve établie dans la table qui suit l'augmentation de densité dont ce sel est susceptible dans ses diverses combinaisons avec l'eau jusqu'à l'état d'hydrate. La quantité d'alun calciné étoit toujours 1000.

PROPORTION d'eau.	PESANTEUR spécifique du composé.	PESANTEUR spécifique par le calcul.	DIFFÉRENCE.
0.......	0.4229...	»	»
323......	0.5531...	0.6094...	— 563
404......	1.1423...	0.6558...	+ 4865
412......	1.7165...	0.6606...	+1.0559

Ici les premières additions d'eau produisent de l'expansion ; mais lorsque la proportion de ce liquide ajouté devient plus considérable, il y a condensation.

La pesanteur spécifique des cristaux de nitrate de potasse ou de l'hydrate de ce sel, est de 1.9639 ; mais celle du nitrate de potasse dépouillé de son eau, ou à l'état d'une poudre sèche, est de 1.7269 (1).

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXXI. 287.

[*Dissolution des corps dans l'eau.*] 5. Par la dissolution des corps solides dans l'eau, le volume de ce liquide augmente. La densité de la dissolution paroît être toujours plus grande que celle moyenne lorsque ce sont des solides purs qu'on emploie. Mais si ces corps dissous sont à l'état d'hydrates, la pesanteur spécifique de la liqueur est plus souvent moindre que le terme moyen de celles qu'ils avoient. C'est ce que prouvent évidemment les résultats des expériences de Hassenfratz sur la dissolution de divers sels dans l'eau ; il les employa tous à l'état d'hydrates ou en cristaux, à l'exception d'un petit nombre seulement dont il n'auroit pas été convenable de se servir ainsi. On a présenté ces différens résultats dans la table qui suit :

La première colonne indique les noms des sels ; la seconde, leur pesanteur spécifique ; la troisième, la pesanteur spécifique de l'eau saturée de chacun de ces sels à la température de 13° centig. ; la quatrième, le poids du sel contenu dans 1000 parties en poids de la dissolution saturée ; la cinquième, donne la densité des sels, en supposant que la pesanteur spécifique de la dissolution saturée soit exactement celle moyenne. Lorsque la densité des sels, ainsi trouvée, est moindre que celle réelle, elle indique une condensation, lorsqu'elle est plus considérable, il y a eu expansion.

Table de

NOMS DES SELS.	LEUR PESANTEUR spécifique à l'état solide obtenue par l'expérience.	PESANTEUR spécifique de la dissolution saturée à environ 13° cent.
Sulfates de soude.....	1.4457	1.060
—— de potasse....	2.4073	1.055
—— d'alumine.....	1.7109	1.026
—— de magnésie...	1.6603	1.294
—— de fer........	1.8399	1.219
—— de zinc.......	1.9120	1.373
—— de cuivre.....	2.1943	1.189
Muriates de soude.....	2.2001	1.210
—— de potasse....	1.9357	1.145
—— d'ammoniaque.	1.5442	1.070
—— de chaux.....	1.7603	1.351
—— de magnésie...	1.6010	1.272
—— de barite.....	2.8257	1.265
—— de zinc.......	1.5770	1.607
—— de cuivre.....	1.7190	1.271
Nitrates de soude......	2.0964	1.231
—— de potasse....	1.9369	1.157
—— de chaux.....	1.6207	1.143
—— de barite......	2.9149	1.047
—— de zinc.......	2.0960	1.489
—— de cuivre.....	2.1740	1.530
Acétates de soude.....	2.1090	1.189
—— de chaux.....	1.0050	1.098
—— de magnésie...	1.3780	1.252
—— d'alumine.....	1.2450	1.107
Acétates de fer........	1.3680	1.134
—— de plomb.....	2.3450	1.198
Tartrates de soude.....	1.7430	1.196
—— de potasse....	1.5567	1.435
Phosphate de soude......	1.3330	1.030
Borax..................	1.7230	1.013
Soude du commerce.....	1.5450	1.158
Potasse d'Amérique.......	1.9270	1.301

densités.

Poids des sels dans 1000 parties en poids de la dissolution saturée.	Pesanteur spécifique des dissolutions saturées obtenue par le calcul.	Différences.
161	1.373	72
64	1.859	548
53	1.473	237
533	1.551	109
335	1.654	185
555	1.672	240
250	1.720	474
301	1.697	503
305	1.475	461
244	1.287	257
538	1.652	108
648	1.419	182
283	1.937	988
785	1.773	+ 196
389	1.699	20
340	1.679	417
249	1.628	308
338	1.423	197
66	1.712	202
572	1.855	241
566	1.937	237
517	1.365	744
178	1.550	+ 545
500	1.504	+ 126
106	2.009	+ 764
322	1.416	+ 548
244	1.811	134
333	1.588	155
617	1.705	+ 49
80	1.381	+ 48
34	1.382	341
317	1.498	47
428	1.703	226

Dans la dernière colonne de cette table, la pesanteur spécifique calculée de celles seulement des quantités précédées du signe + excède la pesanteur réelle; à l'égard de toutes les autres, elle est inférieure.

6. La connoissance de la proportion de sel que contiennent les dissolutions salines étant de la plus grande importance, et en chimie et dans les arts, j'ai cru devoir insérer ici la table formée par Hassenfratz de la pesanteur spécifique des dissolutions salines chargées de quantités diverses des sels à la température d'environ 13° centig. La première colonne indique la quantité du sel contenue dans 100 parties en poids de la dissolution; et les autres, la pesanteur spécifique de chaque dissolution ainsi imprégnée. La colonne relative à chaque sel se termine, au terme de la saturation par l'eau de ce sel, à la température de 13° centig. Les sels qui servirent à ces expériences étoient en général à l'état de cristaux; celles fondamentales, d'après lesquelles la table a été calculée, paroissent avoir été faites avec précision. Les résultats s'en rapprochent de très-près de ceux obtenus par le docteur Watson.

Table de dissolutions salines.

Proportion de sel dans 100 parties de la dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE D'EAU ET DE SULFATES DE Soude.	Potasse.	Alumine.
1	1.0039	1.0086	1.0047
2	1.0078	1.0171	1.0094
3	1.0116	1.0257	1.0142
4	1.0154	1.0343	1.0189
5	1.0192	1.0429	1.0236
6	1.0230	1.0515	
7	1.0268		
8	1.0306		
9	1.0344		
10	1.0381		
11	1.0418		
12	1.0455		
13	1.0492		
14	1.0528		
15	1.0564		
16	1.0598		

PROPORTION de sel daus 100 parties de dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE DES COMBINAISONS D'EAU ET DE SULFATES DE			
	Magnésie.	Fer.	Zinc.	Cuivre.
2	1.0096	1.0096	1.0080	1.0141
4	1.0192	1.0203	1.0165	1.0280
6	1.0286	1.0314	1.0255	1.0413
8	1.0379	1.0436	1.0345	1.0539
10	1.0470	1.0560	1.0440	1.0660
12	1.0555	1.0696	1.0540	1.0795
14	1.0646	1.0829	1.0665	1.0938
16	1.0711	1.0961	1.0790	1.1083
18	1.0771	1.1095	1.0915	1.1230
20	1.0860	1.1220	1.1040	1.1380
22	1.0976	1.1358	1.1165	1.1513
24	1.1092	1.1498	1.1290	1.1747
26	1.1178	1.1638	1.1420	
28	1.1324	1.1781	1.1550	
30	1.1440	1.1920	1.1680	
32	1.1557	1.2031	1.1820	
34	1.1675	......	1.1960	
36	1.1789	......	1.2100	
38	1.1905	......	1.2240	
40	1.2122	......	1.2380	
42	1.2262	......	1.2525	
44	1.2302	......	1.2680	
46	1.2432	......	1.2855	
48	1.2562	......	1.3045	
50	1.2683	......	1.3310	
52	1.2833	......	2.3485	
54	1.2973	......	1.3565	

Proportion de sel dans 100 parties de dissolution.	Sur-oximuriate de potasse.	Pesanteur spécifique de l'eau et des muriates de			
		Soude.	Potasse.	Ammoniaque.	Barite.
1	1.0055	1.0064	1.0047	1.0029	1.0073
2	1.0105	1.0128	1.0095	1.0059	1.0146
3	1.0150	1.0192	1.0143	1.0069	1.0217
4	1.0193	1.0256	1.0192	1.0118	1.0289
5	1.0220	1.0320	1.0240	1.0149	1.0360
6	1.0301	1.0384	1.0288	1.0179	1.0430
7	1.0376	1.0418	1.0338	1.0209	1.0503
8	1.0461	1.0502	1.0388	1.0239	1.0545
9	1.0567	1.0576	1.0438	1.0269	1.0640
10	......	1.0640	1.0490	1.0300	1.0720
12	......	1.0775	1.0612	1.0358	1.0919
14	......	1.0910	1.0701	1.0416	1.1014
16	......	1.1045	1.0801	1.0474	1.1309
18	......	1.1182	1.0901	1.0532	1.1504
20	......	1.1320	1.1000	1.0590	1.1700
22	......	1.1462	1.1090	1.0642	1.1901
24	......	1.1608	1.1178	1.0693	1.2227
26	......	1.1760	1.1264	......	1.2363
28	......	1.1920	1.1344	......	1.2600
30	......	1.2100	1.1420	......	......

PROPORTION de sel dans 100 parties de la dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE D'EAU ET DE MURIATES DE			
	Magnésie.	Chaux.	Zinc.	Cuivre.
2	1.0068	1.0125	1.0114	1.0100
4	1.0136	1.0212	1.0228	2.0206
6	1.0204	1.0319	1.0242	1.0311
8	1.0274	1.0429	1.0458	1.0425
10	1.0340	1.0540	1.0573	1.0540
12	1.0408	1.0650	1.0687	1.0653
14	1.0476	1.0759	1.0802	1.0767
16	1.0544	1.0870	1.0966	1.0881
18	1.0612	1.0979	1.1033	1.0995
20	1.0681	1.1000	1.1150	1.1110
22	1.0751	1.1212	1.1267	1.1239
24	1.0823	1.1323	1.1382	1.1369
26	1.0895	1.1445	1.1498	1.1499
28	1.0967	1.1547	1.1614	1.1629
30	1.1040	1.1670	1.1730	1.1760
32	1.1114	1.1803	1.1864	1.1904
34	1.1190	1.1935	1.1967	1.2080
36	1.1266	1.2067	1.2106	1.2273
38	1.1343	1.2198	1.2228	1.2466
40	1.1420	1.2330	1.2360	
42	1.1507	1.2478	1.2497	
44	1.1597	1.2528	1.2639	
46	1.1686	1.2789	1.2783	
48	1.1777	1.2949	1 2927	
50	1.1870	1.3120	1.3070	
52	1.1963	1.3310	1.3244	
54	1.2068	......	1.3402	
56	1.2164	......	1.3567	
58	1.2261	......	1.3733	
60	1.2380	......	1.3900	
62	1.2507	......	1.4071	
64	1.2646	......	1.4253	
66	......	......	2.4457	
68	......	......	1.4675	
70	......	......	1.4900	
72	......	......	1.5164	
74	......	......	1.5427	
76	......	......	1.5700	
78	......	......	1.5987	

Proportion de sel dans 100 parties de dissolution.	Pesanteur spécifique d'eau et de nitrates de Potasse.	Soude.	Barite.
1	1.0063	1.0059	1.0062
2	1.0125	1.0119	1.0123
3	1.0186	1.0180	1.0185
4	1.0244	1.0240	1.0250
5	1.0302	1.0300	1.0320
6	1.0353	1.0359	1.0409
7	1.0408	1.0419	
8	1.0468	1.0480	
9	1.0531	1.0540	
10	1.0595	1.0600	
12	1.0722	1.0719	
14	1.0850	1.0840	
16	1.0984	1.0960	
18	1.1119	1.1081	
20	1.1235	1.1202	
22	1.1389	1.1336	
24	1.1520	1.1482	
26	......	1.1628	
28	......	1.1779	
30	......	1.1920	
32	......	1.2099	
34	......	1.2294	

PROPORTION de sel dans 100 parties de dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE D'EAU ET DE NITRATES DE		
	Chaux.	Zinc.	Cuivre.
1	1.0052	1.0061	1.0059
2	1.0104	1.0125	1.0119
3	1.0156	1.0189	1.0192
4	1.0208	1.0255	1.0252
5	1.0260	1.0320	1.0320
6	1.0310	1.0387	1.0390
7	1.0361	1.0442	1.0457
8	1.0411	1.0509	1.0526
9	1.0481	1.0574	1.0592
10	1.0510	1.0640	1.0655
12	1.0601	1.0786	1.0778
14	1.0690	1.0926	1.0918
16	1.0777	1.1063	1.1060
18	1.0864	1.1183	1.1201
20	1.0950	1.1340	1.1350
22	1.1044	1.1508	1.1521
24	1.1112	1.1676	1.1716
26	1.1185	1.1844	1.1915
28	1.1267	1.2012	1.2117
30	1.1320	1.2180	1.2320
32	1.1383	1.2348	1.2513
34	......	1.2515	1.2712
36	......	1.2683	1.2912
38	......	1.2851	1.3113
40	......	1.3020	1.3320
42	......	1.3203	1.3533
44	......	1.3395	1.3749
46	......	1.3601	1.3978
48	......	1.3810	1.4206
50	......	1.4050	1.4440
52	......	1.4271	1.4686
54	......	1.4494	1.4944
56	......	1.4727	1.5205

Proportion de sel dans 100 parties de dissolution.	Pesanteur spécifique d'eau et d'acétates de Chaux.	Alumine.	Plomb.
1	1.0049	1.0090	1.0070
2	1.0098	1.0190	1.0140
3	1.0147	1.0280	1.0211
4	1.0197	1.0380	1.0283
5	1.0247	1.0470	1.0366
6	1.0297	1.0570	1.0430
7	1.0348	1.0670	1.0505
8	1.0400	1.0780	1.0580
9	1.0453	1.0880	1.0655
10	1.0507	1.0990	1.0731
12	1.0615	......	1.0891
14	1.0735	......	1.1055
16	1.0860	......	1.1221
18	......	......	1.1330
20	......	......	1.1560
22	......	......	1.1740
24	......	......	1.1928

Proportion de sel dans 100 parties de dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE D'EAU ET D'ACÉTATES DE		
	Soude.	Magnésie.	Fer.
1	1.0028	1.0041	1.0835
2	1.0058	1.0082	1.0075
3	1.0087	1.0124	1.0112
4	1.0117	1.0166	1.0150
5	1.0146	1.0208	1.0188
6	1.0176	1.0250	1.0225
7	1.0206	1.0293	1.0264
8	1.0237	1.0337	1.0302
9	1.0267	1.0380	1.0341
10	1.0299	1.0424	1.0380
12	1.0361	1.0512	1.0458
14	1.0424	1.0603	1.0537
16	1.0483	1.0696	1.0616
18	1.0555	1.0790	1.0697
20	1.0619	1.0895	1.0780
22	1.0685	1.0983	1.0863
24	1.0751	1.1086	1.0948
26	1.0817	1.1180	1.1045
28	1.0883	1.1294	1.1140
30	1.0955	1.1400	1.1224
32	1.1018	1.1507	1.1323
34	1.1090	1.0614	
36	1.1165	1.1723	
38	1.1242	1.1834	
40	1.1320	1.1946	
42	1.1399	1.2058	
44	1.1482	1.2172	
46	1.1567	1.2287	
48	1.1656	1.2403	
50	1.1755	1.2520	

PROPORTION de sel dans 100 parties de dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE D'EAU ET DE			
	Tartrate de soude.	Tartrate de potasse.	Phosphate de soude.	Borate de soude.
1	1.0034	1.0050	1.0040	1.0040
2	1.0072	1.0102	1.0081	1.0084
3	1.0108	1.0153	1.0120	1.0122
4	1.0148	1.0212	1.0166	
5	1.0190	1.0258	1.0200	
6	1.0231	1.0311	1.0237	
7	1.0272	1.0363	1.0270	
8	1.0313	1.0417	1.0300	
9	1.0355	1.0470		
10	1.0397	1.0525		
12	1.0481	1.0634		
14	1.0567	1.0744		
16	1.0655	1.0856		
18	1.0745	1.0968		
20	1.0837	1.1080		
22	1.1032	1.1196		
24	1.1153	1.1317		
26	1.1283	1.1447		
28	1.1436	1.1569		
30	1.1600	1.1700		
32	1.1801	1.1838		
34	......	1.1978		
36	......	1.2118		
38	......	1.2259		
40	......	1.2400		
42	......	1.2547		
44	......	1.2696		
46	......	1.2861		
48	......	1.3015		
50	......	1.3180		
52	......	1.3351		
54	......	1.3527		
56	......	1.3707		
58	......	1.3902		
60	......	1.4120		

PROPORTION de sel dans 100 parties de dissolution.	PESANTEUR SPÉCIFIQUE D'EAU ET DE	
	Soude du commerce.	Potasse d'Amérique.
1	1.0042	1.0050
2	1.0086	1.0102
3	1.0130	1.0156
4	1.0175	1.0212
5	1.0220	1.0269
6	1.0264	1.0327
7	1.0310	1.0385
8	1.0356	1.0443
10	1.0458	1.0563
12	1.0544	1.0684
14	1.0640	1.0807
16	1.0736	1.0930
18	1.0833	1.1053
20	1.0930	1.1179
22	1.1031	1.1307
24	1.1135	1.1438
26	1.1241	1.1571
28	1.1349	1.1724
30	1.1460	1.1840
32	......	1.1989
34	......	1.2142
36	......	1.2304
38	......	1.2478
40	......	1.2660
42	......	1.2882

Ces tables sont tellement simples, qu'elles ont à peine besoin d'être expliquées. Supposons

qu'on ait une dissolution de nitrate de zinc d'une pesanteur spécifique de 1.4050 à la température de 13° cent. ; en jetant un coup-d'œil sur la table, on y verra de suite qu'une semblable dissolution contient la moitié de son poids de nitrate de zinc cristallisé.

Si la pesanteur spécifique de la dissolution ne se trouve pas exactement dans la table, on connoîtra très-approximativement la proportion de sel qu'elle contient, par la méthode qui suit. Supposons qu'il s'agisse d'une dissolution de potasse d'Amérique, de la pesanteur spécifique de 1.1900, à la température de 13° centig. ; à l'inspection de la table, on trouve que la quantité de sel contenu dans cette dissolution est entre les 0.30 et les 0.32 ; or la pesanteur spécifique d'une dissolution chargée des 0.30 est de 1.1840, et celle de la dissolution contenant les 0.32 est de 1.1989. Donc, si on peut trouver un nombre dont le rapport à 30 et 32 soit le même que celui de 1.1900 à 1.1840, et 1.1989, ce nombre sera assez exactement celui de la quantité du sel dans la dissolution ; on aura, par l'opération qui suit, un nombre x qui, ajouté à 30, sera le nombre cherché :

$$32-30 : 1.1989-1.1840 :: x : 1900-1840,$$

ou, ce qui est la même chose, $2 : 149 :: x : 60$,

et par conséquent $x = \frac{2 \times 60}{149} = 0.81$. Ce nombre, ajouté à 30, donne 30.81 pour celui qui indique la quantité du sel contenu dans la dissolution.

Si on vouloit réduire, en y ajoutant de l'eau, une dissolution saturée d'un sel quelconque, à ne plus contenir qu'une proportion donnée de ce sel, on trouveroit de la manière suivante cette quantité additionnelle d'eau, dont la dissolution devra être étendue. Soit D cette dissolution saturée, S la quantité de sel qu'elle contient, x la quantité d'eau à y ajouter, S' la proportion du sel dans 100 parties du nouveau mélange; on aura $\frac{D+x}{S} = \frac{D}{S'}$, d'ou $x = \frac{SD - S'D}{S'}$

Supposons que la dissolution saturée qu'on considère soit celle du nitrate de potasse, et faisons $D = 100$: on s'assurera par la table, que 100 parties d'une dissolution saturée de nitrate de potasse en contiennent 24.88 du sel; donc $S = 24.88$. Si l'on veut actuellement que cette dissolution ne contienne plus que les 0.10, alors S' sera $= 10$, et on aura $x = \frac{2488 - 1000}{10} = 148.8$; de manière qu'en

ajoutant à 100 parties de la dissolution saturée,

148.8 parties en poids d'eau, on en formera une nouvelle qui ne contiendra que les 0.10 de sel (1).

[*Effet de la température.*] 7. La quantité du sel que l'eau peut dissoudre augmente dans la plupart des cas avec la température; d'où il s'ensuit que l'imprégnation et la pesanteur spécifique de la dissolution doivent varier comme elle. La table précédente ne s'applique qu'à la température d'environ 13° centig. On n'a point encore fait d'expériences exactes sur les corrections que doivent rendre nécessaires les divers changemens qu'elle peut subir. Hassenfratz a promis sur ce sujet un traité qu'il n'a point encore publié.

[*Action de l'eau sur différens solides à la fois.*] 8. L'eau peut dissoudre en même tems plus d'un corps solide; on peut à de l'eau saturée d'une substance en présenter une autre qu'elle est susceptible de dissoudre. Les résultats de la dissolution par l'eau seront alors extrêmement variables selon la nature des substances employées; mais on peut réduire à trois les différentes circonstances de cette variation, savoir : 1°. l'une dans laquelle il ne se dissout rien du solide : c'est ainsi qu'une eau saturée de

(1) Hassenfratz, Ann. de chim. XXVII. 132.

muriate de chaux est incapable à la température de 15°.55 cent., de dissoudre dans aucune portion quelconque du muriate de soude. Dans ce cas la température du liquide n'éprouve aucun changement. 2°. Dans l'autre, la dissolution saturée se charge en totalité ou en partie du nouveau solide, sans rien abandonner de celui qu'elle contenoit déja. Une dissolution saturée de nitrate de potasse, par exemple, peut prendre encore à la température d'environ 10°.55 centig. une très-grande quantité de muriate de soude; sa densité est alors considérablement augmentée, et toujours sa température s'abaisse lorsque le nouveau solide est à l'état d'hydrate. 3°. Dans la troisième circonstance, l'eau saturée, en dissolvant le nouveau solide, abandonne en totalité, ou en partie, la substance qui y étoit d'abord combinée; ainsi lorsqu'une dissolution saturée de muriate d'ammoniaque à la température d'environ 16° cent., est mêlée avec une quantité suffisante de muriate de soude, cette dernière substance est dissoute; mais en même tems le muriate d'ammoniaque est précipité en totalité. Souvent dans ce cas la température de la dissolution s'élève.

[*Action du muriate de soude sur les dissolutions salines.*] C'est à Vauquelin que nous sommes redevables de la suite des expériences

les plus intéressantes qui aient été faites jusqu'à présent sur cet important objet. J'en présenterai ici, sous la forme de table, les résultats. Ces expériences furent faites en mêlant du muriate de soude en poudre avec des dissolutions saturées de différens sels. Dans chaque expérience la portion de liqueur employée étoit d'environ 122 gramm., et la quantité de muriate de soude ajoutée de 30.50 gramm., ou des 0.25 du poids du liquide. La première colonne de la table indique la température de la dissolution saline avec laquelle on opéroit; la seconde, le nom de la dissolution; la troisième, sa pesanteur spécifique dans tous les cas où il en a été fait mention par Vauquelin; la quatrième, le poids, en milligrammes, du muriate de soude pris par la dissolution; la cinquième, la quantité du sel déja tenu en dissolution qu'elle abandonnoit en se chargeant de muriate de soude; la sixième, la température du liquide immédiatement après la dissolution du muriate de soude; et enfin la septième, le taux de variation dans la température.

TEMPÉRATURE avant le mélange.	DISSOLUTION SALINE EMPLOYÉE.	PESANTEUR spécifique de la dissolution.
Centig. 8°.33	Eau pure....................	1.000
10.55	Nitrate de chaux............	»
16.25	Muriate de chaux...........	»
10.61	Nitrate de potasse...........	1.114
8.75	Alun.......................	1.048
9.44	Nitrate de barite............	»
8.33	Sulfate de chaux............	1.006
8.75	Sulfate de potasse...........	»
11.25	Nitrate de magnésie..........	1.307
8.75	Sulfate de soude............	»
16.25	Muriate de barite...........	»
8.75	Sulfate de magnésie..........	»
16.25	Muriate d'ammoniaque.......	»
10.61	Nitrate de soude...........	»
16.25	Muriate de potasse..........	»
8.75	Sulfate d'ammoniaque.......	1.240

QUANTITÉ de sel dissoute.	PORTION DE SEL précipitée de la dissolution.	NOUVELLE température produite.	NOMBRE des degrés de la variation de température.
Milligram. 28726	Milligram. 0	Centig. 6°.25	Centig. — 2°.08
0	0	10.55	0
0	0	16.25	0
28620	0	10.61	0
29468	0	7.50	— 1.25
28249	0	7.50	— 1.94
Presque tout.	0	6.25	— 2.08
Presque tout.	2332	7.91 9.50	— 0.84 + 0.55
Presque tout.	Un peu.	12.77	+ 1.52
Presque tout.	9858	12.77	+ 4.02
Presque tout.	Beaucoup de cristaux.	19.44	+ 3.19
28408	2988	12.50	+ 3.75
Presque tout.	La totalité.	21.25	+ 5.00
La totalité.	54344	16.25	+ 5.64
La plus grande partie.	Une grande quantité.	22.26	+ 6.01
La totalité.	41976	18.75	+10.00

On voit par cette table qu'une dissolution saturée de nitrate de chaux ne se charge *d'aucune* quantité quelconque de muriate de soude ; qu'une eau saturée de nitrate de potasse dissout *plus* de muriate de soude que n'en prendroit un même poids d'eau pure ; que la dissolution saturée de nitrate de soude a la même propriété, mais qu'alors elle laisse précipiter la *plus grande* partie du nitrate de soude.

Ces phénomènes remarquables sont évidemment l'effet de l'action réciproque qu'exercent certains sels les uns sur les autres, et au moyen de laquelle leur force de cohésion étant diminuée, l'eau devient capable d'agir avec plus d'énergie sur eux ; ils dépendent aussi ces phénomènes de l'affinité relative de ces sels pour l'eau. On sait que cette affinité varie avec la température, et que chaque sel suit à cet égard une loi particulière qui lui est propre ; d'où il s'ensuit que les résultats que nous venons d'indiquer ne peuvent s'obtenir qu'à la température à laquelle les expériences ont eu lieu. A des températures élevées l'affinité du muriate de soude pour l'eau est beaucoup plus foible que celle de la plupart des sels ; à la chaleur de l'ébullition il est donc séparé par ceux mêmes des sels qu'il précipite à une basse température.

Le dégagement de calorique, lors même que

la quantité du sel précipité étoit beaucoup moindre que celle du muriate de soude dissous, dénote que le muriate de soude n'en absorbe que très-peu en se dissolvant dans l'eau, circonstance qui est probablement due à la petite quantité d'eau de cristallisation que ce sel contient.

9. Lorsqu'une portion de l'eau qui tient un corps solide en dissolution est enlevée par l'évaporation, les molécules du solide se trouvant rapprochées de plus près les unes des autres, leur tendance à la cohésion augmente et devient plus forte que leur affinité pour le liquide ; il s'en sépare alors une portion qui prend la forme solide. Si l'eau tient à la fois différentes substances en dissolution, la première qui se sépare est celle qui a le plus de tendance à la cohésion, mais en général les différens corps dissous agissant jusqu'à un certain point l'un sur l'autre, cette action empêche ou retarde la reprise de leur forme solide. C'est par cette raison qu'il reste presque toujours après l'évaporation des liqueurs salines composées une portion de liqueur qu'on appelle *eau mère*.

La dissolution saturée d'un solide peut être portée par l'évaporation à un degré de concentration considérable sans rien déposer du solide

dissous, parce que la force de cohésion étant anéantie il n'y a point de résistance à l'action de l'eau relativement à l'état d'équilibre des molécules à moins que quelque cause n'intervienne pour le détruire. C'est ainsi qu'en introduisant dans la liqueur saturée un cristal de la substance qui y est tenue en dissolution, les molécules de cette substance commencent immédiatement à se déposer (1).

[*Action de l'alcool sur les solides.*] 2. L'action de l'alcool sur les solides est plus limitée que celle de l'eau. Elle s'exerce cependant sur un grand nombre de corps. On ne connoît point de combinaisons solides dans lesquelles entre l'alcool, qui ressemblent aux *hydrates*. Les substances solides que l'alcool peut dissoudre, sont :

1. Le soufre.

2. Le phosphore et plusieurs composés dont il fait partie.

3. Les alcalis fixes.

4. Quelques-unes des terres alcalines en petites quantités.

5. La plupart des acides solides.

6. Un grand nombre de sels.

---

(1) Berthollet a traité ce sujet dans une grande étendue et avec sa sagacité ordinaire. Statiq. chim. I. 54 et 55.

7. Les sulfures alcalins.

8. Les savons alcalins.

9. Le tannin et beaucoup de substances végétales.

L'eau et l'alcool mêlés ensemble paroissent agir avec plus d'énergie sur plusieurs solides, qu'ils ne le feroient l'un et l'autre séparément.

3. L'action de l'éther sur les solides semble être encore plus circonscrite que celle de l'alcool; mais les expériences faites jusqu'à présent sur les effets de cette action, ainsi que de celle du pétrole, des huiles volatiles et fixes, n'ont été ni assez multipliées, ni assez précises pour qu'il soit possible d'en tirer avec confiance aucune induction générale.

[*Action du mercure sur les métaux.*] 4. L'action du mercure est exclusivement bornée aux métaux. Il forme avec ces corps des composés connus sous le nom d'*amalgames*. L'énergie de cette action dépend évidemment de son affinité pour le métal sur lequel il l'exerce, ainsi que de la force de cohésion des molécules du métal.

Parmi les métaux il en est sept sur lesquels le mercure agit spontanément, et dont il peut opérer la dissolution complète lorsqu'il leur est appliqué en quantité suffisante; ces sept métaux sont :

L'or.	Le bismuth.
L'argent.	Le zinc.
Le plomb.	L'osmium.
L'étain.	

On peut, ou par la trituration, ou en détruisant leur cohésion par le calorique, rendre le mercure susceptible d'agir sur les cinq métaux suivans :

Le platine.	L'arsenic.
Le cuivre.	L'antimoine.
Le tellure.	

On peut parvenir à combiner le mercure avec le fer, mais son affinité pour ce métal étant très-foible, il faut qu'il lui soit présenté dans un état particulier.

Il y a cinq métaux avec lesquels le mercure ne peut former de combinaisons ; ce sont :

Le nickel.	Le manganèse.
Le cobalt.	Le molybdène.
Le rhodium.	

On n'a pas essayé son action sur les autres métaux.

[*Adhésion des métaux au mercure.*] Lorsqu'on met plusieurs des métaux dans du mercure, ils s'en humectent précisément comme

un morceau de bois plongé dans l'eau se mouille de ce liquide. La portion adhérente est évidemment un commencement de combinaison, d'où il suit que l'adhésion du mercure au métal est très-forte. On voit par les expériences de Morveau, que cette force d'adhésion varie dans différens métaux. Il construisit des disques de différens métaux parfaitement arrondis, de 27 millimètres de diamètre et de la même épaisseur, ayant à leur surface supérieure un petit anneau au moyen duquel ils pouvoient être tenus en équilibre. Il suspendoit ces disques l'un après l'autre au bras d'une balance et après en avoir exactement contre-balancé le poids en chargeant le bassin opposé, il les amenoit au contact avec du mercure placé à environ 4 millimètres au-dessous, en ayant soin de les faire glisser le long de sa surface pour éviter toute interposition d'air entre eux et le mercure. Il tenoit alors exactement compte du poids qui étoit nécessaire pour détacher les disques du mercure, et par conséquent pour vaincre leur adhérence au mercure qu'il changeoit après chaque expérience. Il obtint de ces expériences les résultats suivans :

	Gramm.
L'or adhère au mercure avec une force de .	23.63
L'argent.	22.74
L'étain	22.15
Le plomb	21.04
Le bismuth	19.71
Le platine.	14.98 (1)
Le zinc	10.81
Le cuivre.	7.52
L'antimoine	6.67
Le fer	6.10
Le cobalt.	0.42

On peut considérer ces nombres comme indiquant l'affinité relative de chaque métal pour le mercure. Ils dérivent évidemment de la quantité de mercure qui adhéroit à chaque surface des disques et qui par conséquent devroit être réglée par l'affinité, mais la supposition que les nombres ci-dessus présentés sont proportionnels à l'affinité est entièrement gratuite.

(1) Morveau, Ann. de chim. XXV. 10.

Fin du Tome cinquième.



